MARTHA REIS
QUÍMICA
1
MANUAL DO PROFESSOR
QUÍMICA
ENSINO MÉDIO
editora ática

MANUAL DO PROFESSOR

1

MARTHA REIS

Bacharel e licenciada em Química pela Faculdade de Ciências Exatas, Filosóficas e Experimentais da Universidade Mackenzie. Foi professora dos colégios Mackenzie e Objetivo, e do curso preparatório para vestibulares Universitário, tendo atuado também como editora de livros didáticos.

1ª edição
São Paulo • 2013

Diretoria editorial: Angélica Pizzutto Pozzani

Gerência de produção editorial: Hélia de Jesus Gonsaga

Editoria de Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias: José Roberto Miney

Editora assistente: Daniela Teves Nardi; Geisa Gimenez (estag.)

Supervisão de arte e produção: Sérgio Yutaka

Editora de arte: Tomiko Chiyo Suguita

Diagramadores: Cleiton Caliman e Ester Harue Inakake

Supervisão de criação: Didier Moraes

Editora de arte e criação: Andréa Dellamagna

Design gráfico: Ulhôa Cintra Comunicação Visual e Arquitetura (miolo e capa)

Revisão: Rosângela Muricy (coord.), Ana Carolina Nitto, Ana Paula Chabaribery Malfa, Heloísa Schiavo e Gabriela Macedo de Andrade (estag.)

Supervisão de iconografia: Sílvio Kligin

Pesquisadora iconográfica: Roberta Freire Lacerda dos Santos

Cartografia: Juliana Medeiros de Albuquerque e Márcio Santos de Souza

Tratamento de imagem: Cesar Wolf e Fernanda Crevin

Fotos da capa: Masterfile/Other Images

Ilustrações: Alex Argozino

Av. Otaviano Alves de Lima, 4400

6º andar e andar intermediário ala A

Freguesia do Ó – CEP 02909-900 – São Paulo – SP

Tel.: 4003-3061

www.atica.com.br/editora@atica.com.br

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)
(Câmara Brasileira do Livro, SP, Brasil)

Fonseca, Martha Reis Marques da
Química / Martha Reis Marques da Fonseca.
1. ed. – São Paulo : Ática, 2013.
Obra em 3 v.
Bibliografia.
1. Química (Ensino médio) I. Título.

13–02429 CDD–540.7

Índice para catálogo sistemático:

1. Química: Ensino médio 540.7

2013

ISBN 978 8508 16287-1 (AL)

ISBN 978 8508 16288-8 (PR)

Código da obra CL 712772

Uma publicação

Versão digital

Diretoria de tecnologia de educação: Ana Teresa Ralston

Gerência de desenvolvimento digital: Mário Matsukura

Gerência de inovação: Guilherme Molina

Coordenadores de tecnologia de educação: Daniella Barreto e Luiz Fernando Caprioli Pedroso

Coordenadora de edição de conteúdo digital: Daniela Teves Nardi

Editores de tecnologia de educação: Cristiane Buranello e Juliano Reginato

Editores assistentes de tecnologia de educação: Aline Oliveira Bagdanavicius, Drielly Galvão Sales da Silva, José Victor de Abreu e Michelle Yara Urcci Gonçalves

Assistentes de produção de tecnologia de educação: Alexandre Marques, Gabriel Kujawski Japiassu, João Daniel Martins Bueno, Paula Pelisson Petri, Rodrigo Ferreira Silva e Saulo André Moura Ladeira

Desenvolvimento dos objetos digitais: Agência GR8, Atômica Studio, Cricket Design, Daccord e Mídias Educativas

Desenvolvimento do livro digital: Digital Pages

Legenda das fotos de abertura das unidades:
Unidade 1: Imagem da Nasa do satélite Aqua de uma tempestade tropical em 20 de agosto de 2008.
Unidade 2: Galho de folhas verdes ao sol.
Unidade 3: Torres de telecomunicação.
Unidade 4: Foto ilustrativa da poluição de interiores.
Unidade 5: Escultura que sofreu desgaste pela ação da poluição. Londres, Inglaterra.

Apresentação

Nos próximos anos, ao longo de todo o Ensino Médio, você vai estudar Química, e deve estar se perguntando qual a importância que esse estudo terá em sua vida.

Não há dúvida de que todo conhecimento adquirido é importante, pois nos faz crescer e enxergar além do que víamos antes.

Assim, o estudo da Química, em particular, vai lhe fornecer informações que farão você compreender melhor o funcionamento do seu corpo e do mundo em que vive. Essas informações ajudarão você a exercer efetivamente sua cidadania e a ter consciência de suas escolhas — incluindo o uso da tecnologia —, pois será capaz de avaliar o impacto dessas escolhas tanto no meio ambiente quanto na sua saúde.

Utilizar o conhecimento adquirido com o estudo da Química para entender os fenômenos, compreender as notícias, analisar e questionar as informações, duvidar, verificar se os dados estão corretos, tudo isso permite que você saia do papel do espectador e passe a atuar sobre os problemas que nos afetam.

Esperamos que você goste dos livros e que o aprendizado em Química seja incorporado definitivamente à sua vida e ao seu exercício diário de cidadania.

A autora

Conheça seu livro

Cada volume da coleção é dividido em cinco unidades, com um tema central relacionado ao meio ambiente. Em cada unidade você vai encontrar os seguintes boxes e seções:

Abertura da unidade

A relevância do tema ambiental que norteia cada unidade é apresentada em um breve texto de introdução.

UNIDADE 2
Oxigênio e ozônio

Como isso nos afeta?

Oxigênio e ozônio são duas substâncias simples formadas pelo mesmo elemento químico, ou seja, são alótropos. É provável que você já tenha estudado isso no Ensino Fundamental. Mas se não se recorda, não tem importância; vamos rever tudo detalhadamente, pois esses conceitos são fundamentais no estudo da Química.

Em relação ao meio ambiente, é importante saber que, como o gás oxigênio e o gás ozônio são formados pelo mesmo elemento químico (o oxigênio), essas substâncias podem se transformar uma na outra e que, quando isso ocorre da maneira natural e esperada, é muito bom, temos um ambiente limpo e protegido dos raios solares que podem ser prejudiciais à saúde. Mas quando essa transformação ocorre sem controle e fora de lugar, ficamos à mercê da poluição e da ação dos raios ultravioleta do Sol.

Vamos ver o que causa esse desequilíbrio e como podemos evitá-lo?

80 81

CAPÍTULO 3
Propriedades da matéria

Saiu na Mídia!

Estudo da microfísica de nuvens quentes – crescimento e precipitação

Nuvens semeadas

Você sabe explicar?

O que é iodeto de prata? Por que o iodeto de prata só atua em nuvens supergeladas?

Saiu na Mídia!

Os capítulos iniciam com um texto jornalístico, relacionado ao tema da unidade, do qual são extraídas uma ou mais questões. Para responder a essas questões e compreender plenamente o texto, é necessário adquirir o conhecimento teórico apresentado no capítulo.

Cotidiano do Químico

Destilação no laboratório de Química

Destilação fracionada

Cotidiano do Químico

Nesta seção são discutidos processos químicos feitos em laboratório com aparelhagens específicas e alguns processos de análise e síntese.

EXPERIMENTO

Eletrólitos e não eletrólitos

Material necessário

Como fazer

Investigue

Experimento

Experimentos investigativos que introduzem um assunto, despertam questionamentos e a vontade de continuar aprendendo.

Os experimentos são interessantes e acessíveis, norteados pela preocupação com a segurança e com o meio ambiente.

Curiosidade

Fatos intrigantes relacionados ao assunto que está sendo desenvolvido, eventos históricos ou discussões extras para o enriquecimento da aula são alguns dos temas que aparecem neste boxe.

De onde vem... para onde vai?

Discute, de modo simples, as matérias-primas utilizadas, o processo de extração, a obtenção e as aplicações de produtos economicamente importantes. Esta seção inclui uma sugestão de trabalho em equipe: aprender a trabalhar em grupo, a respeitar opiniões, a expor um ponto de vista e a buscar uma solução em conjunto são habilidades muito requisitadas no mercado de trabalho.

Compreendendo o mundo

Esta seção, que finaliza a unidade, conclui o tema que foi discutido e mostra como ele está relacionado ao tema que será abordado na unidade seguinte.

Questões

Ao longo do capítulo são propostos exercícios que auxiliam a compreensão do tema.

Exercícios de revisão

Ao final dos capítulos são apresentadas questões sobre todo o conteúdo desenvolvido no capítulo.

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

Atenção! Ainda que se peça "Assinale", "Indique", etc. em algumas questões, nunca escreva no livro. Responda a todas as questões no caderno.

Este ícone indica Objetos Educacionais Digitais relacionados aos conteúdos do livro.

Sumário

INTRODUÇÃO

Panorama da Química

Telmo/Flickr RF/Getty Images

UNIDADE

1 Mudanças climáticas

CAPÍTULO 1

Grandezas físicas

CAPÍTULO 2

Estados de agregação da matéria

CAPÍTULO 3

Propriedades da matéria

CAPÍTULO 4

Substâncias e misturas

CAPÍTULO 5

Separação de misturas

Yanik Chauvin/Shutterstock/Glow Images

UNIDADE

Oxigênio e ozônio

CAPÍTULO 6

Reações químicas

CAPÍTULO 7

Átomos e moléculas

CAPÍTULO 8

Notações químicas

CAPÍTULO 9

Alotropia

Nasa/SPL/Latinstock

UNIDADE

Poluição eletromagnética

CAPÍTULO 10

Eletricidade e radioatividade

CAPÍTULO 11

Evolução dos modelos atômicos

CAPÍTULO 12

Modelo básico do átomo

CAPÍTULO 13

Tabela periódica

UNIDADE

Poluição de interiores

JeffreyRasmussen/Shutterstock/Glow Images

UNIDADE

Chuva ácida

Petr Masek/Shutterstock/Glow Images

Tabela periódica dos elementos

- Os elementos de **números atômicos 113, 115, 117** e **118** não constam na tabela porque, apesar de relatados por pesquisadores, até junho de 2012 ainda não haviam sido referendados pela Iupac/Iupap.
- As **massas atômicas** relativas são listadas com arredondamento no último algarismo. As massas atômicas entre parênteses representam valores ainda não padronizados pela Iupac.
- Os valores de **eletronegatividade** estão na escala de Pauling. Nessa escala, a eletronegatividade do flúor, elemento mais eletronegativo, é 4,0. O valor para o frâncio, elemento menos eletronegativo, é 0,7.
- Os valores de **raio atômico** e **raio covalente** são dados em pm (picômetros): 1 pm = 10^{-12} m.
- Os valores de **temperatura de fusão** e **de ebulição** são dados em °C (graus Celsius).
- Os valores de **densidade** para sólidos e líquidos são dados em g/cm³ (gramas por centímetro cúbico) e, para gases, em g/L (gramas por litro).
- Os valores da **1ª energia de ionização** são dados em kJ/mol (quilojoules por mol).
- Os **traços** indicam valores desconhecidos.
- As **cores nos símbolos** dos elementos indicam o estado físico a 25 °C e a 1 atm de pressão: azul – estado líquido; roxo – estado gasoso; **preto** – estado sólido; cinza – estado físico desconhecido.
- A classificação dos elementos boro, silício, germânio, arsênio, antimônio, telúrio e polônio em **semimetais** ou **metaloides** não é reconhecida pela Iupac.
- **Observação:** As cores utilizadas nesta tabela não têm significado científico; são apenas recursos visuais pedagógicos.

Metais
Não metais
Gases nobres

* Leia-se carbono grafite
** **b** – fósforo branco/ **v** – fósforo vermelho
*** Temperatura de sublimação

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H hidrogênio 1,01																	2 He hélio 4,00
2	3 Li lítio 6,94	4 Be berílio 9,01											5 B boro 10,81	6 C* carbono 12,01	7 N nitrogênio 14,01	8 O oxigênio 16,00	9 F flúor 19,00	10 Ne neônio 20,18
3	11 Na sódio 22,99	12 Mg magnésio 24,31											13 Al alumínio 26,98	14 Si silício 28,09	15 P fósforo 30,97	16 S enxofre 32,07	17 Cl cloro 35,45	18 Ar argônio 39,95
4	19 K potássio 39,10	20 Ca cálcio 40,08	21 Sc escândio 44,96	22 Ti titânio 47,87	23 V vanádio 50,94	24 Cr crômio 52,00	25 Mn manganês 54,94	26 Fe ferro 55,85	27 Co cobalto 58,93	28 Ni níquel 58,69	29 Cu cobre 63,55	30 Zn zinco 65,38	31 Ga gálio 69,72	32 Ge germânio 72,64	33 As arsênio 74,92	34 Se selênio 78,96	35 Br bromo 79,90	36 Kr criptônio 83,80
5	37 Rb rubídio 85,47	38 Sr estrôncio 87,62	39 Y ítrio 88,91	40 Zr zircônio 91,22	41 Nb nióbio 92,91	42 Mo molibdênio 95,96	43 Tc tecnécio (98)	44 Ru rutênio 101,07	45 Rh ródio 102,91	46 Pd paládio 106,42	47 Ag prata 107,87	48 Cd cádmio 112,41	49 In índio 114,82	50 Sn estanho 118,71	51 Sb antimônio 121,76	52 Te telúrio 127,60	53 I iodo 126,90	54 Xe xenônio 131,29
6	55 Cs césio 132,91	56 Ba bário 137,33	SÉRIE DOS LANTANÍDIOS 57-71	72 Hf háfnio 178,49	73 Ta tântalo 180,95	74 W tungstênio 183,84	75 Re rênio 186,21	76 Os ósmio 190,23	77 Ir irídio 192,22	78 Pt platina 195,08	79 Au ouro 196,97	80 Hg mercúrio 200,59	81 Tl tálio 204,38	82 Pb chumbo 207,21	83 Bi bismuto 208,98	84 Po polônio (209)	85 At astato (210)	86 Rn radônio (222)
7	87 Fr frâncio (223)	88 Ra rádio (226)	SÉRIE DOS ACTINÍDIOS 89-103	104 Rf rutherfórdio (261)	105 Db dúbnio (262)	106 Sg seabórgio (266)	107 Bh bóhrio (264)	108 Hs hássio (277)	109 Mt meitnério (268)	110 Ds darmstádtio (271)	111 Rg roentgênio (272)	112 Cn copernício (277)		114 Fl fleróvio (289)		116 Lv livermório (292)		

Propriedade dos elementos dentro das células

SÉRIE DOS LANTANÍDIOS

57 La lantânio 138,91	58 Ce cério 140,12	59 Pr praseodímio 140,91	60 Nd neodímio 144,24	61 Pm promécio (145)	62 Sm samário 150,36	63 Eu európio 151,96	64 Gd gadolínio 157,25	65 Tb térbio 158,93	66 Dy disprósio 162,50	67 Ho hólmio 164,93	68 Er érbio 167,26	69 Tm túlio 168,93	70 Yb itérbio 173,05	71 Lu lutécio 174,97

SÉRIE DOS ACTINÍDIOS

89 Ac actínio (227)	90 Th tório 232,04	91 Pa protactínio 231,04	92 U urânio 238,03	93 Np netúnio (237)	94 Pu plutônio (244)	95 Am amerício (243)	96 Cm cúrio (247)	97 Bk berquélio (247)	98 Cf califórnio (251)	99 Es einstênio (252)	100 Fm férmio (257)	101 Md mendelévio (258)	102 No nobélio (259)	103 Lr laurêncio (262)

Os dados contidos nesta tabela periódica estão de acordo com as recomendações de 1º junho 2012 da Iupac e da Iupap (International Union of Pure and Applied Chemistry/International Union of Pure and Applied Physics ou, em português, União Internacional de Química Pura e Aplicada/União Internacional de Física Pura e Aplicada, respectivamente).
Em 2005, esta tabela foi revisada e atualizada sob consultoria de Reiko Isuyama (ex-professora do Instituto de Química da Universidade de São Paulo e integrante do Comitê Executivo do Comitê de Ensino de Química da Iupac) com colaboração de Jorge A. W. Gut (professor da Escola Politécnica da Universidade de São Paulo).
Em 2010, esta tabela foi revisada e atualizada sob consultoria de Álvaro Chrispino (atual professor do Cefet-RJ e *Fellow* Iupac e representante nacional do Comitê de Educação Química da Iupac – até 2007).

Introdução

Panorama da Química

Saiu na Mídia!

O que é Química?

"Quando uma folha de árvore é exposta à luz do Sol e é iniciado o processo da fotossíntese, o que está ocorrendo é Química. Quando o nosso cérebro processa milhões de informações para comandar nossos movimentos, nossas emoções ou nossas ações, o que está ocorrendo é Química.

A Química está presente em todos os seres vivos. No corpo humano, por exemplo, ocorre uma série de reações químicas essenciais para a manutenção da vida.

Há muitos séculos, o ser humano começou a estudar os fenômenos químicos. Alguns alquimistas buscavam a transmutação de metais. Outros buscavam o elixir da longa vida. Mas o fato é que, ao misturarem extratos de plantas e substâncias retiradas de animais, nossos primeiros químicos também já estavam procurando encontrar poções que pudessem curar doenças ou, pelo menos, que aliviassem suas dores.

Com seus experimentos, eles davam início a uma ciência que amplia constantemente os horizontes do ser humano.

Com o tempo, foram sendo descobertos novos produtos, novas aplicações, novas substâncias. O ser humano foi aprendendo a sintetizar em laboratório elementos presentes na natureza, a desenvolver novas moléculas, a modificar a composição de materiais. A Química foi se tornando cada vez mais importante até estar tão marcante em nosso dia a dia que não nos damos mais conta do que é ou não é fruto dessa ciência.

No entanto, sabemos que, sem a Química, a civilização não teria atingido o atual estágio de desenvolvimento científico e tecnológico que permite ao ser humano sondar as fronteiras do Universo, deslocar-se à velocidade do som, produzir alimentos em pleno deserto, tornar potável a água do mar, desenvolver medicamentos para doenças antes consideradas incuráveis e multiplicar bens e produtos cujo acesso era restrito a poucos privilegiados. Tudo isso porque Química É VIDA."

Adaptado de: <www.abiquim.org.br/vceaquim/vida.html>. Acesso em: 9 maio 2012.

Andrew Brookes/Corbis/Latinstock

Você sabe explicar?

▶ O que é Química?

O que é Química?

De modo bem simples, podemos dizer que **a Química estuda as transformações que envolvem matéria e energia**.

Você sabe o que é matéria? O que é energia?

Para entender o que é matéria e energia, comece analisando as imagens a seguir e liste no seu caderno todos os exemplos de matéria e/ou de energia que se encontram implícitos em cada uma. Liste também exemplos do que, na sua opinião, não está relacionado a matéria ou a energia nessas imagens.

Shannon Fagan/Getty Images

Adolescentes

ULTRA.F/Getty Images

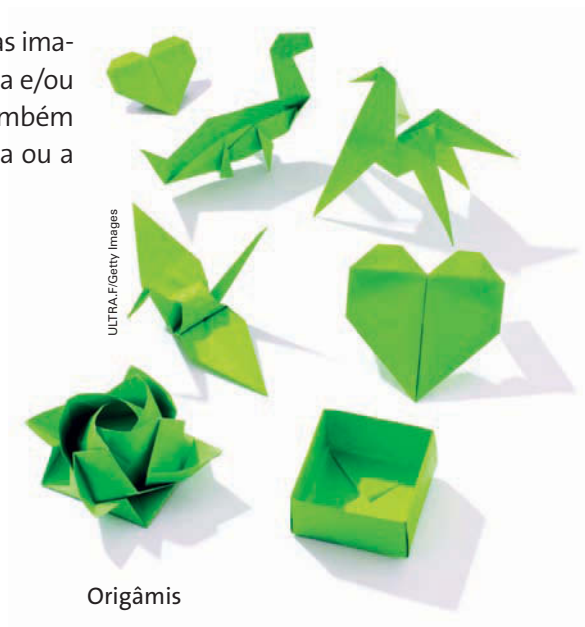
Origâmis

Rogério Reis/Pulsar Imagens

Cortador de cana-de-açúcar

Kathryn Kleinman/Getty Images

Maçã em galho de macieira

Telmo/Flickr RF/Getty Images

Lençóis Maranhenses

E, então, chegou a alguma conclusão?

Realmente não é muito fácil definir matéria e energia, mas, intuitivamente, sabemos que todas as imagens representam alguma forma de matéria e de energia. Você poderia argumentar, por exemplo, que os origâmis representam apenas matéria, pois são feitos apenas de papel. Mas, pense bem: o papel pode ser queimado, fornecendo calor, não é? Então essa matéria possui uma energia chamada energia química potencial, só esperando as condições certas para aparecer.

De fato, não existe matéria sem energia – pelo menos até hoje não se conseguiu o feito de separá-las. Ainda que a energia não esteja se manifestando de forma clara, assim como ocorre no origâmi, ela também está presente na paisagem dos Lençóis Maranhenses ou na maçã em um galho de macieira.

Conseguiu descobrir algo nas fotos que não é matéria ou energia? A amizade dos adolescentes? A solidão do cortador de cana? A estética do origâmi? A beleza dos Lençóis Maranhenses? A plenitude da maçã? Se você escreveu algo assim, deve observar que amizade, solidão, estética, beleza e plenitude são manifestações da matéria, pois não existem isoladamente e precisam estar vinculadas a algum tipo de matéria para se expressarem. Além disso, todos os sentimentos desencadeados em nosso corpo provêm de reações químicas que utilizam basicamente matéria e energia.

A Química é natural ou artificial?

Observe que a definição de Química (estudo das transformações que envolvem matéria e energia) não diferencia os fenômenos que ocorrem naturalmente, como o amadurecimento de um fruto ainda preso à árvore no meio de uma floresta intocada, daqueles que são provocados, como o amadurecimento artificial de certos frutos comerciais por exposição ao gás etileno.

Na verdade, o que muitas vezes o químico faz é procurar entender a natureza e testar meios de reproduzir o fenômeno que o interessa em laboratório (em pequena escala), introduzindo ou não alguma modificação, para, mais tarde, o engenheiro químico adaptar o processo para a indústria (que vai reproduzi-lo em larga escala).

A Química polui?

Em geral, há vários caminhos possíveis para obter determinada transformação química. Historicamente, em razão da necessidade básica (e sempre urgente) de suprir o mercado com produtos essenciais para o progresso social e tecnológico, foram escolhidos alguns caminhos errados. Por exemplo, desprezou-se durante muito tempo a questão ambiental. Produtos altamente tóxicos, de alto consumo energético, de pequena durabilidade ou não biodegradáveis foram, e continuam sendo, amplamente introduzidos no mercado (como os plásticos, os combustíveis fósseis, os pesticidas). Além disso, continuam as atitudes imedia-

tistas e condenáveis, como o despejo de esgoto sem tratamento em rios e oceanos, o despejo de lixo diretamente sobre o solo, sem nenhum manejo de proteção ambiental (os lixões), a fabricação de minas terrestres e armas químicas, etc.

Christophe Simon/AFP Photo/Getty Images

Descaso humano
A ingestão de plástico pode provocar a morte de animais por sufocamento.

A Química pode proporcionar qualidade de vida?

Atualmente as pessoas já questionam as opções que podem trazer danos ao meio ambiente e muitas indústrias já estão implantando o conceito de Química verde – praticada com processos químicos que eliminam ou minimizam a produção de rejeitos. Além disso, vários centros de pesquisas estão propondo alternativas viáveis para a substituição de combustíveis fósseis, e a reciclagem é uma realidade em muitas escolas, residências e estabelecimentos comerciais, além de significar um meio de vida para uma parcela significativa da população.

No futuro, a Química poderá suprir o mercado com os bens materiais de que a sociedade necessita para uma vida mais confortável e saudável, com a diminuição das desigualdades socioeconômicas e a minimização das agressões ao meio ambiente. Mas para isso é preciso que as pessoas tenham acesso à informação, que haja conscientização por meio da educação e que os caminhos que escolhermos para atingir esses objetivos sejam mais conscientes e menos imediatistas.

Don Farrall/Getty Images

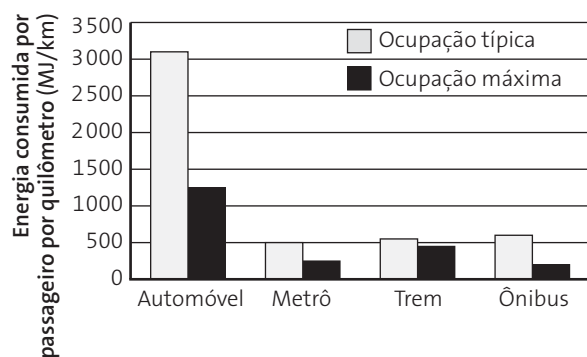
Química verde
Processos que eliminam ou minimizam a produção de rejeitos.

Exercícios de revisão

ATENÇÃO!
Não escreva no seu livro!

1 Muitas pessoas não compreendem e não valorizam o papel da Química em nossa vida. Por exemplo, uma manchete que fala de um caminhão carregado de ácido sulfúrico que tombou próximo a uma nascente não faz nenhum comentário sobre a importância desse ácido na fabricação dos inúmeros produtos que as pessoas (que leem a notícia estarrecidas) utilizam, como baterias de carro, fibras têxteis, medicamentos, tintas, filmes, etc.
Discuta por que, no imaginário popular, a palavra "química" é associada aos conceitos de "perigoso", "nocivo", "tóxico" e indique se a compreensão da definição de Química pode dar fim a essas associações.

2 A embalagem do leite longa-vida é a Tetra Brik® *Aseptic* (*brick*, tijolo em inglês).
Essa embalagem é composta por seis camadas de proteção, de fora para dentro: polietileno (um tipo de plástico), papel, polietileno, alumínio, polietileno (duas camadas).
A composição final é de 75% de papel, 20% de polietileno e 5% de alumínio. Nessa embalagem, o leite pode ser conservado por um período de três meses a um ano em temperatura ambiente.
Pesquise as opções de reciclagem ou reúso que estão sendo desenvolvidas para essa embalagem.

3 (Enem) O excesso de veículos e os congestionamentos em grandes cidades são temas frequentes de reportagens. Os meios de transporte utilizados e a forma como são ocupados têm reflexos nesses congestionamentos, além de problemas ambientais e econômicos. No gráfico a seguir, podem-se observar valores médios do consumo de energia por passageiro e por quilômetro rodado, em diferentes meios de transporte, para veículos em duas condições de ocupação (número de passageiros): ocupação típica e ocupação máxima.

(Observação: MJ significa megajoule. O joule é uma unidade de energia. 1 MJ = 10^6 J)
Esses dados indicam que políticas de transporte urbano devem também levar em conta que a maior eficiência no uso de energia ocorre para os:

a) ônibus, com ocupação típica.
b) automóveis, com poucos passageiros.
X c) transportes coletivos, com ocupação máxima.
d) automóveis, com ocupação máxima.
e) trens, com poucos passageiros.

4 (Enem) Nos últimos 60 anos, a população mundial duplicou, enquanto o consumo de água foi multiplicado por sete. Da água existente no planeta, 97% são de água salgada (mares e oceanos), 2% formam geleiras inacessíveis e apenas 1% corresponde à água doce, armazenada em lençóis subterrâneos, rios e lagos. A poluição pela descarga de resíduos municipais e industriais, combinada com a exploração excessiva dos recursos hídricos disponíveis, ameaça o meio ambiente, comprometendo a disponibilidade de água doce para o abastecimento das populações humanas. Se esse ritmo se mantiver, em alguns anos a água potável tornar-se-á um bem extremamente raro e caro.

MORAES, D. S. L.; JORDÃO, B. Q. Degradação de recursos hídricos e seus efeitos sobre a saúde humana. *Saúde Pública*, São Paulo, v. 36, n. 3, jun. 2002 (adaptado).

Considerando o texto, uma proposta viável para conservar o meio ambiente e a água doce seria:

a) fazer uso exclusivo da água subterrânea, pois ela pouco interfere na quantidade de água dos rios.
b) desviar a água dos mares para os rios e lagos, de maneira a aumentar o volume de água doce nos pontos de captação.
c) promover a adaptação das populações humanas ao consumo de água do mar, diminuindo assim a demanda sobre a água doce.
X d) reduzir a poluição e a exploração dos recursos naturais, otimizar o uso da água potável e aumentar a captação da água da chuva.
e) realizar a descarga dos resíduos municipais e industriais diretamente nos mares, de maneira a não afetar a água doce disponível.

5 Escreva um texto de pelo menos dez linhas posicionando-se diante do conflito Meio ambiente × Desenvolvimento tecnológico abordando os seguintes aspectos:

- É possível haver desenvolvimento tecnológico sem agredir o meio ambiente?
- É viável estagnar o desenvolvimento tecnológico para preservar o meio ambiente?
- Os problemas ambientais que afetam a população de um centro urbano são de responsabilidade do estado, do cidadão, do "progresso" ou há outras causas?
- Até que ponto o desenvolvimento tecnológico é colocado à disposição de toda a população?
- Há alguma parcela da população que arca com a maior parte dos efeitos negativos da poluição? É possível solucionar esse problema?

6 (Enem) Um dos grandes problemas da poluição dos mananciais (rios, córregos e outros) ocorre pelo hábito de jogar óleo utilizado em frituras nos encanamentos que estão interligados com o sistema de esgoto. Se isso ocorrer, cada 10 litros de óleo poderão contaminar 10 milhões (10^7) de litros de água potável.

MANUAL de etiqueta. Parte integrante das revistas *Veja* (ed. 2055), *Cláudia* (ed. 555), *National Geographic* (ed. 93) e *Nova Escola* (ed. 208) (adaptado).

Suponha que todas as famílias de uma cidade descartem os óleos de frituras através dos encanamentos e consumam 1 000 litros de óleo em frituras por semana.
Qual será, em litros, a quantidade de água potável contaminada por semana nessa cidade?

a) 10^2 b) 10^3 c) 10^4 d) 10^6 X e) 10^9

7 (Enem) O mar de Aral, um lago de água salgada localizado em área da antiga União Soviética, tem sido explorado por um projeto de transferência de água em larga escala desde 1960. Por meio de um canal com mais de 1 300 km, enormes quantidades de água foram desviadas do lago para a irrigação de plantações de arroz e algodão. Aliado às altas taxas de evaporação e às fortes secas da região, o projeto causou um grande desastre ecológico e econômico e trouxe muitos problemas de saúde para a população. A salinidade do lago triplicou, sua área superficial diminuiu 58% e seu volume, 83%. Cerca de 85% das áreas úmidas da região foram eliminadas e quase metade das espécies locais de aves e mamíferos desapareceu. Além disso, uma grande área, que antes era o fundo do lago, foi transformada em um deserto coberto de sal branco e brilhante, visível em imagens de satélite.

MILLER, JR., G. T. *Ciência ambiental*. São Paulo: Thomson, 2007 (adaptado).

Suponha que tenha sido observada, em uma vila rural localizada a 100 km de distância do mar de Aral, alguns anos depois da implantação do projeto descrito, significativa diminuição na produtividade das lavouras, aumento da salinidade das águas e problemas de saúde em sua população. Esses sintomas podem ser efeito:

a) da perda da biodiversidade da região.
b) da seca dos rios da região sob a influência do projeto.
c) da perda de áreas úmidas nos arredores do mar de Aral.
X d) do sal trazido pelo vento, do mar de Aral para a vila rural.
e) dos herbicidas utilizados nas lavouras de arroz e algodão do projeto.

8 (Enem) A ética precisa ser compreendida como um empreendimento coletivo a ser constantemente retomado e rediscutido, porque é produto da relação interpessoal e social. A ética supõe ainda que cada grupo social se organize sentindo-se responsável por todos e que crie condições para o exercício de um pensar e agir autônomos. A relação ética e política é também uma questão de educação e luta pela soberania dos povos. É necessária uma ética renovada, que se construa a partir da natureza dos valores sociais para organizar também uma nova prática política.

CORDI et al. *Para filosofar*. São Paulo: Scipione, 2007 (adaptado).

O Século XX teve de repensar a ética para enfrentar novos problemas oriundos de diferentes crises sociais, conflitos ideológicos e contradições da realidade. Sob esse enfoque e a partir do texto, a ética pode ser compreendida como:

X a) instrumento de garantia da cidadania, porque através dela os cidadãos passam a pensar e agir de acordo com valores coletivos.
b) mecanismo de criação de direitos humanos, porque é da natureza do homem ser ético e virtuoso.
c) meio para resolver os conflitos sociais no cenário da globalização, pois a partir do entendimento do que é efetivamente a ética, a política internacional se realiza.
d) parâmetro para assegurar o exercício político primando pelos interesses e ação privada dos cidadãos.
e) aceitação de valores universais implícitos numa sociedade que busca dimensionar sua vinculação a outras sociedades.

9 (Fuvest-SP) Analise a charge.

Fonte: Adaptado do jornal *Correio Popular*, 22/1/04.

A afirmação que expressa a ironia da charge encontra-se na alternativa:

a) São Paulo, a maior cidade do Brasil, é considerada também a mais poluída do país.
b) São Paulo é atualmente a cidade da fumaça preta, resultado das chaminés das fábricas que utilizam o carvão para o seu funcionamento.
X c) No aniversário da cidade, a poluição de São Paulo empanou o brilho da apresentação da esquadrilha da fumaça.
d) A esquadrilha da fumaça se apresentou para chamar atenção sobre os poluentes que são emitidos pelas indústrias presentes na cidade de São Paulo.
e) Durante as comemorações do aniversário de São Paulo as aeronaves soltaram fumaças pretas que atrapalharam o trânsito da cidade, provocando um grande congestionamento.

UNIDADE

1 Mudanças climáticas

Como isso nos afeta?

Mudanças climáticas são as alterações que vêm sendo observadas no clima do planeta, como mudanças no regime de chuvas, enchentes, estiagens, aumento ou diminuição da temperatura média em continentes e/ou oceanos, aumento na frequência de tornados e furacões, derretimento de geleiras, calor excessivo, frio extremo, etc.

Muitos cientistas afirmam que essas alterações são provocadas pelas atividades humanas, como a industrialização, a poluição e o desmatamento, para obtenção de terras aráveis ou destinadas à pecuária.

Mas há os que discordam e dizem que todos esses fenômenos fazem parte de um ciclo natural do planeta, que se repete há milhões de anos, e está mais relacionado às explosões solares do que à nossa capacidade de modificar o ecossistema.

Em quem devemos acreditar? Antes de tomar uma posição precisamos nos informar melhor a respeito. Vamos começar?

CAPÍTULO 1

Grandezas físicas

Saiu na Mídia!

Índice pluviométrico em João Pessoa é maior que o dobro do esperado para o mês

“**Levantamento preliminar da Agência Executiva de Gestão das Águas da Paraíba (Aesa) indica que João Pessoa registrou o maior índice pluviométrico no estado neste início de ano.** [...]

De acordo com a meteorologista Marle Bandeira, o pluviômetro da estação Marés, na capital, registrou 166,8 mm esta semana. ‘A média nos meses de janeiro é de 76 mm. Então, já temos mais que o dobro, antes mesmo do final do mês, quando estes dados são oficializados’, alertou.”

Disponível em: <http://paraibaonline.com.br/index.php/editorias_inc/6/836090>. Acesso em: 12 maio 2012.

Cada vez mais quente

“**Nos últimos seis anos foram registradas as três maiores temperaturas médias do planeta desde 1861, quando os registros passaram a ser mais confiáveis.** Segundo a Organização Meteorológica Mundial, 2003 foi o terceiro ano mais quente da história. [...]

Um grupo de mais de 1500 cientistas, membros do Painel Intergovernamental sobre Mudança do Clima (em inglês, IPCC), órgão vinculado à ONU, considera haver ‘fortes evidências’ de que a ação humana tem grande responsabilidade sobre as mudanças no clima. Desde que os ingleses ergueram a primeira chaminé da Revolução Industrial, no século XVIII, o nível de dióxido de carbono na atmosfera aumentou 30%. O de metano, 150%. Esses dois gases funcionam como um escudo que impede que parte dos raios infravermelhos emitidos pelo Sol e rebatidos pela Terra volte para o espaço. [...] Até certo ponto, isso evita que o globo se resfrie em demasia. (O planeta seria 30 graus mais frio sem essa proteção.) **O problema é que, com essa camada cada vez mais concentrada, aumenta a retenção de calor.**

Uma das consequências dessa situação é o derretimento de áreas das calotas polares e dos picos mais altos, com o consequente aumento do nível dos oceanos. [...] **Essa água despejada nos oceanos está reduzindo o grau de salinidade do mar. Isso muda seu peso e acaba alterando a formação das correntes marítimas.** Essas, por sua vez, modificam o regime de ventos e chuvas. Em alguns pontos do Pacífico, segundo cientistas [...] **a falta de chuva está deixando o mar mais salgado, o que também muda seu peso** e, consequentemente, a direção de deslocamento.”

COUTINHO, Leonardo. Revista *Veja*, ed. 1837, 21 jan. 2004. Disponível em: <http://veja.abril.com.br/210104/p_094.html>. Acesso em: 10 maio 2012.

Você sabe explicar?

- O que significa a medida do índice pluviométrico de uma região?
- Como a variação no grau de salinidade das águas do mar pode mudar seu “peso” e como isso afeta as correntes marítimas?
- Qual a diferença entre temperatura e calor?

Para medir, comparar e tentar entender como ocorrem as transformações naturais ao reproduzi-las em laboratório, os químicos utilizam uma série de grandezas físicas, como volume, massa, densidade, pressão, temperatura, calor, solubilidade, etc.

Você sabe trabalhar com essas grandezas?

Sabe o que elas significam?

Então, vamos falar sobre isso.

1 Volume

Você já utiliza várias medidas de volume em seu dia a dia e conhece as unidades mais comuns de medida para expressar essa grandeza. Quer ver?

- *Você sabe dizer qual o volume de um copinho de café descartável?*
- *E de uma lata de refrigerante?*
- *E de uma caixa de leite?*
- *E de um tanque de combustível de um carro médio?*
- *E da caixa-d'água de onde você mora?*

Agora precisamos lembrar como se chega ao cálculo do volume (capacidade) de um recipiente; como converter as unidades de volume e, principalmente, saber como podemos usar esse conhecimento para entender melhor as questões que afetam o nosso dia a dia, como as mudanças climáticas, por exemplo.

É importante lembrar que o volume indica o espaço ocupado por um corpo ou objeto. Esse espaço é **tridimensional**; portanto, para calcular o volume, precisamos de três dimensões: comprimento, largura e altura.

Para explicar isso melhor, considere por exemplo uma pequena caixa-d'água com as seguintes dimensões: 1 metro de comprimento por 1 metro de largura e 1 metro de altura. Sabendo que o cálculo do volume é dado por:

$$\text{comprimento} \times \text{largura} \times \text{altura}$$

Qual o volume (capacidade) dessa caixa-d'água?

Resposta:

$$1\ \text{m} \cdot 1\ \text{m} \cdot 1\ \text{m} = 1\ \text{m}^3 \text{ (1 metro cúbico).}$$

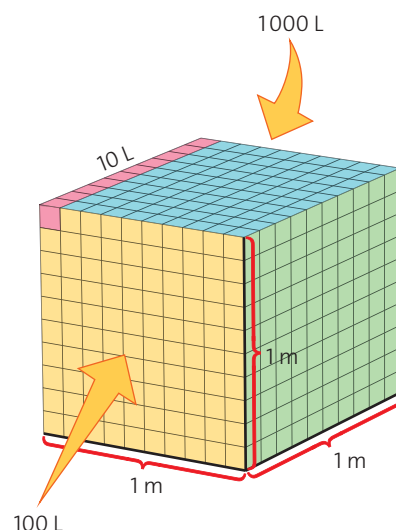
A União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac) adota o Sistema Internacional de Unidades (SI) em suas publicações. No SI o volume é expresso em metros cúbicos (m^3).

Em Química, como trabalhamos com volumes pequenos (pequena escala), utilizamos muito o litro (L) e o mililitro (mL), sendo que 1 mL é igual a 1 cm^3.

Os fatores de conversão são:

$$1\ \text{m}^3 = 1000\ \text{L (ou } 10^3\ \text{L)}$$

$$1\ \text{L} = 1000\ \text{mL (ou } 10^3\ \text{mL)}$$

$$1\ \text{m}^3 = 1\,000\,000\ \text{mL (ou } 10^6\ \text{mL)}$$

Imagine que cada face desse cubo seja composta de 10 pequenos cubos de 1 L; assim cada face perfaz um volume de 100 L (10 · 10). Multiplicando comprimento, largura e altura, temos o volume total do cubo: 10 · 10 · 10 = 1000 L.

Note ainda que o produto do comprimento pela largura fornece a área da face do cubo; logo, também podemos dizer que o volume pode ser calculado pela expressão:

volume = área · altura

O que significa a medida do índice pluviométrico de uma região?

O índice pluviométrico, fornecido em milímetros, expressa diretamente a quantidade de chuva em L/m^2. Para entender por que, considere, por exemplo, que em uma área igual a 1 metro quadrado ($1\ m^2$), a água da chuva tenha atingido uma altura (h) igual a 1 milímetro (1 mm). Qual o volume de chuva nessa área?

Pete Turner/Getty Images

O deserto do Atacama, no Chile, é considerado o lugar mais árido do mundo (que apresenta o menor índice pluviométrico).

Dado que 1 metro equivale a 1 000 mm e, portanto, 1 mm equivale a 10^{-3} m, passando todos os dados para a mesma unidade (metros), calculamos o volume de chuva nessa área: $1\ m \cdot 1\ m \cdot 10^{-3}\ m = 10^{-3}\ m^3$.

Passando esse valor para litros (para ter uma dimensão melhor da quantidade de chuva, já que é mais habitual a unidade litros do que a unidade metros cúbicos), tem-se:

$1\ m^3$ ——————— 1 000 L (ou 10^3 L)
$10^{-3}\ m^3$ ——————— x

$$x = \frac{10^{-3} \cdot 10^3}{1} \Rightarrow x = 1\ L$$

Conclusão: a altura (h) em mm de chuva em uma área de $1\ m^2$ pode ser expressa diretamente em L/m^2.

Assim, a reportagem da abertura informa que em uma semana a região de João Pessoa recebeu 166,8 L/m^2 de chuva enquanto a média de chuva para o mês inteiro de janeiro costuma ser de 76 L/m^2.

2 Massa

Geralmente quem faz dieta se preocupa em conseguir um aumento de massa muscular e uma diminuição da massa de gordura. Isso muitas vezes se traduz em um ganho de massa total (músculos "pesam" mais do que gordura), mas também se reflete em um organismo mais esbelto e saudável.

Mas o que significa aumento ou diminuição de massa? E, afinal, massa e peso são de fato a mesma coisa (usualmente são tratados como sinônimos) ou são grandezas diferentes? Vejamos.

Burazin/Getty Images

Aliança de ouro: 10 gramas.

Toda medida de massa é sempre uma comparação com um padrão escolhido adequadamente. Quando se diz que uma pessoa tem massa igual a 70 kg, isso significa que, em comparação ao padrão escolhido, o quilograma, a massa dessa pessoa é setenta vezes maior.

O quilograma, por sua vez, não é adequado para medir a massa de uma aliança de ouro ou de um caminhão de carga. Nesses casos, é mais adequado, respectivamente, o uso do grama e da tonelada como padrão.

Em laboratórios químicos de pequena escala utiliza-se frequentemente o grama e o miligrama, já na indústria química, que trabalha em grande escala, utiliza-se a tonelada (t).

Guy Crittenden/Getty Images

Caminhão betoneira: 113 toneladas.

O SI e, portanto, a Iupac, adotam o quilograma como padrão de medida de massa.

$1\ t = 1000\ kg$ (ou 10^3 kg) e $1\ t = 1000\ 000\ g$ (ou 10^6 g)

$1\ kg = 1000\ g$ (ou 10^3 g) e $1\ kg = 1000\ 000\ mg$ (ou 10^6 mg)

CURIOSIDADE

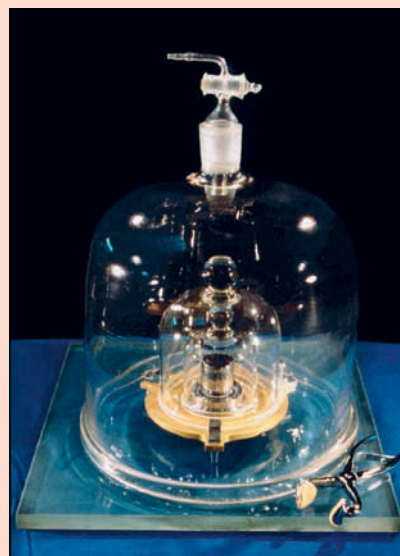
Quilograma-padrão

O padrão de quilograma atual foi definido pela primeira vez em 1889 e corresponde à massa de um cilindro feito com 90% de platina e 10% de irídio, com 3,917 cm de diâmetro por iguais 3,917 cm de altura. Esse pequeno cilindro fica guardado em um cofre na sede do escritório Internacional de Pesos e Medidas, na França, mantido isolado numa câmara, sob três cúpulas de vidro sobrepostas. Foram feitas oitenta cópias de referência do quilograma-padrão. Essas cópias foram espalhadas pelo mundo (o Brasil tem uma).

Uma vez por ano abre-se o cofre e, sob um forte esquema de segurança, o padrão de quilograma é pesado e comparado com os outros padrões existentes.

Por meio dessas medições os cientistas puderam constatar variações de até setenta microgramas entre os diversos cilindros-padrão.

Como os experimentos em Química e Física atualmente lidam com massas muito menores do que isso, o quilograma-padrão se tornou inadequado. Os cientistas estão buscando uma nova definição de massa mais precisa e que seja internacionalmente válida. [...]

Adaptado de: <www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo=010805070924>. Acesso em: 6 maio 2012.

Quilograma-padrão: cilindro que representa o quilograma, guardado em ambiente triplamente isolado para evitar que os metais que o compõem sejam deteriorados pelo oxigênio e pela umidade do ar, o que alteraria sua massa.

Peso

E o que é peso? Podemos utilizar a palavra peso como sinônimo de massa?

O nosso **peso** é a força com que a Terra nos atrai para a sua superfície. De um modo mais formal, podemos dizer que peso é uma força que aparece nos corpos devido a uma atração gravitacional entre massas. Por isso, aqui na Terra, o peso de um corpo indica a força gravitacional que o planeta exerce sobre a massa desse corpo.

Concluímos então que massa e peso são conceitos totalmente distintos e não podem ser tratados como sinônimos. Todo corpo tem massa, mesmo que esteja isolado no Universo, mas só terá peso se estiver próximo a algum outro corpo com massa significativa que sofre sua atração. **Matéria isolada não tem peso.**

Por isso é que podemos perguntar: "Qual a massa da Lua?". Mas, se quisermos saber qual o peso da Lua, teremos de especificar: em relação à Terra? Em relação ao Sol?

Por exemplo: a massa de um astronauta é a mesma, independentemente de ele estar na Lua ou na Terra, mas seu peso na Lua é apenas 1/6 do peso que ele apresenta na Terra.

Em outras palavras, o peso é uma força relacionada à atração da gravidade. A lei da gravidade foi definida por Isaac Newton em 1665, quando ele afirmou que a Terra exerce uma força constante sobre os corpos livres, e que essa força é diretamente proporcional à massa.

Massa da Terra: $5{,}97 \cdot 10^{24}$ kg
Massa da Lua: $7{,}4 \cdot 10^{22}$ kg

O peso é calculado por meio do produto da massa (m) pela aceleração da gravidade local (g): $P = m \cdot g$, e a unidade de medida de peso, como a de qualquer força, é o newton (N).
No Sistema Internacional de Unidades: $1\ N = 1\ kg \cdot m/s^2$

3 Densidade

Considerando a atração gravitacional do planeta Terra, responda: o que pesa mais, 1 kg de chumbo ou 1 kg de algodão?

Na realidade o peso é o mesmo, pois apresentam a mesma massa. No entanto, a massa de 1 kg de chumbo ocupa um volume bem menor que a massa de 1 kg de algodão. Dizemos que o chumbo é muito denso (sua massa se concentra em um pequeno volume). Por sua vez, o algodão é pouco denso (sua massa se espalha em um grande volume).

A densidade (ou massa específica) é a relação entre a massa (m) e o volume (V) de determinado material (seja ele sólido, líquido ou gasoso).

$$\mathbf{d} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \text{ ou } \mathbf{d} = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{V}}$$

Pela diferença de densidade entre o gelo (0,92 g/cm^3) e a água líquida gelada (1,0 g/cm^3), calcula-se que são necessários apenas cerca de 92% do volume do gelo para igualar a massa de água que ele desloca. Por isso, quando colocamos gelo em um copo de água, cerca de 92% do cubo de gelo fica abaixo da superfície da água e apenas 8% fica acima da superfície. É isso que faz os *icebergs* serem tão perigosos para a navegação.

O **volume é uma grandeza física que varia com a temperatura e a pressão** e, embora a massa não varie, como a densidade de um material depende do volume que ele ocupa, só podemos considerar um valor de densidade se especificarmos as condições de temperatura e pressão em que esse valor foi determinado.

A água, por exemplo, possui densidade máxima igual a 1 g/cm^3 na temperatura de 3,98 °C ou $\simeq$ 4 °C, sob pressão de 1 atm (ainda líquida).

Vista completa de um *iceberg* flutuando no oceano.

Alex Argozino/Arquivo da editora

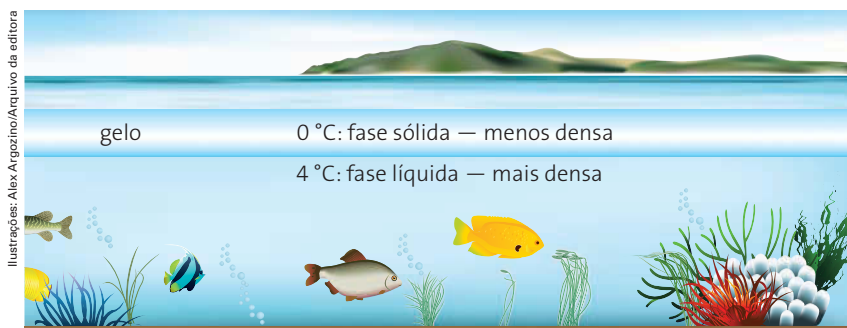
Por questões de simplificação, considera-se a água líquida em qualquer temperatura com densidade igual a 1 g/cm^3. Mas, no estado sólido, a densidade da água diminui para cerca de 0,92 g/cm^3.

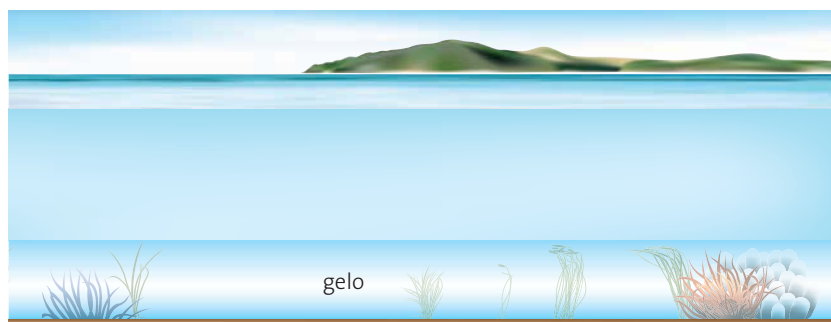
Como **materiais menos densos flutuam em materiais mais densos**, o gelo flutua na água.

Esse comportamento da água é anômalo e intrigou os cientistas por muito tempo, pois, em geral, os materiais são mais densos quando estão no estado sólido, já que a princípio ficam mais compactados.

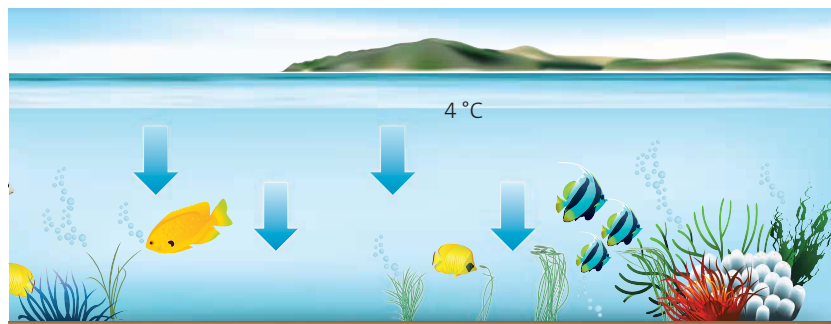
Essa propriedade incomum da água é importantíssima em relação à manutenção da vida. Observe: quando a temperatura ambiente cai para abaixo de zero, ocorre o congelamento da água na superfície dos lagos e mares; por ter densidade menor, a camada de gelo permanece na superfície.

Abaixo da camada de gelo formada, a água continua na fase líquida, permitindo a continuidade da vida animal e vegetal.

Ilustrações: Alex Argozino/Arquivo da editora

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Quando chega o verão, a temperatura aumenta e o gelo derrete. Se ocorresse o contrário, ou seja, se a água na fase sólida fosse mais densa que a água na fase líquida, o gelo formado no inverno (principalmente no hemisfério norte) iria para o fundo dos lagos e mares. Nessas condições, dificilmente o gelo se fundiria quando chegasse o verão e, em pouco tempo, a vida animal e vegetal estaria comprometida.

Outro fator importante é que a água atinge uma densidade máxima a 4 °C, ou seja, ainda na fase líquida. Assim, durante a primavera ou o outono, quando as temperaturas das águas dos lagos e mares caem para valores próximos a 4 °C, as águas superficiais tornam-se mais densas que as águas mais profundas. Por isso, elas se deslocam para o fundo, misturando os nutrientes dissolvidos num movimento vertical denominado **corrente de convecção**.

Jean-Christophe Verhaegen/AFP Photo/Getty Images

O balão de aeromodelismo sobe porque o ar, ao ser aquecido, aumenta de volume, portanto sua densidade diminui.

Também a quantidade de sal dissolvido na água (salinidade) influi na densidade e na formação das correntes marítimas.

Podemos entender melhor como a variação na densidade da água (devido a temperatura ou a salinidade) influi na formação das correntes marítimas em geral fazendo o experimento a seguir.

EXPERIMENTO

Densidade e correntes de convecção

Material necessário

- 2 copos de plástico pequenos (de café) descartáveis
- Corante alimentício
- 2 béqueres ou jarras de vidro transparente de 1 L
- Água
- Sal de cozinha

Como fazer

Prepare previamente o gelo colorido: coloque quantidades iguais de água nos dois copos de plástico (cerca de 50 mL) e adicione o mesmo número de gotas de corante alimentício em cada copo, de modo a obter uma coloração intensa. Leve os copos ao congelador e aguarde até que a água colorida se solidifique.

Coloque a mesma medida de água nas duas jarras de vidro.

Em apenas uma delas, vá adicionando sal de cozinha aos poucos, mexendo sempre, até notar no fundo da jarra um pequeno depósito de sal que não se dissolve mais. Nesse momento você terá obtido uma solução saturada de sal (a ideia é imitar as águas dos oceanos).

Rasgue o plástico dos copos de modo a liberar os blocos de gelo e coloque um bloco de gelo colorido em cada jarra. Observe o que ocorre nos dois sistemas com os blocos de gelo e com o líquido.

Investigue

1. O bloco de gelo derrete primeiro na jarra com água pura ou na jarra com água e sal?
2. O que ocorreu com o corante na jarra só com água? E na jarra com água e sal?
3. Considere um copo contendo inicialmente 100 mL de água e 10 g de sal. Leve em conta agora a adição de mais 25 mL de água nesse copo. O grau de salinidade (quantidade de sal por volume de água) dessa solução aumentou ou diminuiu? Justifique.
4. Considere agora que o copo contendo inicialmente 100 mL de água e 10 g de sal seja deixado em repouso, ao sol, até que 20 mL da água contida no copo evaporem. Nesse caso, o grau de salinidade da solução aumentou ou diminuiu? Justifique.
5. O regime de chuvas (por excesso ou por falta) pode alterar o grau de salinidade dos oceanos e as correntes marítimas?

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Unicamp-SP) Três frascos de vidro transparentes, fechados, de formas e dimensões iguais, contêm cada um a mesma massa de líquidos diferentes. Um contém água, o outro, clorofórmio e o terceiro, etanol. Os três líquidos são incolores e não preenchem totalmente os frascos, os quais não têm nenhuma identificação. Sem abrir os frascos, como você faria para identificar as substâncias? A densidade (d) de cada um dos líquidos, à temperatura ambiente, é igual a: $d_{(água)} = 1{,}0\ g/cm^3$; $d_{(etanol)} = 0{,}8\ g/cm^3$; $d_{(clorofórmio)} = 1{,}4\ g/cm^3$.

2. Forme um grupo com mais três colegas e discuta uma maneira de medir a densidade de um sólido irregular. Proponha um experimento que permita, por exemplo, determinar a densidade do ferro utilizando um pedaço de ferro obtido das sobras em uma serralheria. Compare o resultado do experimento com o valor aceito oficialmente ($d_{ferro} = 7{,}874\ g/cm^3$) e levante hipóteses para explicar alguma discrepância que tenha ocorrido.

3. Forme um grupo com mais três colegas e faça este experimento: pegue um copo com água e coloque uma uva-passa dentro dele. Pela observação do sistema, indique se a uva-passa é mais densa ou menos densa que a água. Em seguida, dissolva um comprimido efervescente (como um antiácido comprado em farmácia) no copo de água com a uva-passa. Aguarde alguns instantes e observe o que acontece. Discuta com os seus colegas e com o professor qual a explicação mais provável para o fenômeno observado.

Como a variação no grau de salinidade das águas do mar pode mudar seu "peso" e como isso afeta as correntes marítimas?

Ao escrever a segunda matéria da página 18, o jornalista cometeu um equívoco. Na realidade, o derretimento das geleiras e a falta de chuvas causam uma variação no grau de salinidade da água do mar, e essa variação modifica a **densidade** das águas superficiais do oceano.

Quanto maior a falta de chuvas, maior o grau de salinidade da água e maior a densidade. Uma solução preparada pela adição de sal em água até que um pouco de sal se deposite no fundo do recipiente (solução saturada*) apresenta densidade de aproximadamente 1,2 g/cm^3.

Ao contrário, em regiões oceânicas com excesso de chuvas ou onde ocorre o derretimento de geleiras, o grau de salinidade diminui, reduzindo também a densidade das águas superficiais.

Ambos os eventos, derretimento de geleiras e falta de chuvas, modificam a densidade das águas superficiais e, como observamos no Experimento, é justamente essa variação de densidade que modifica o fluxo e a direção das correntes marítimas.

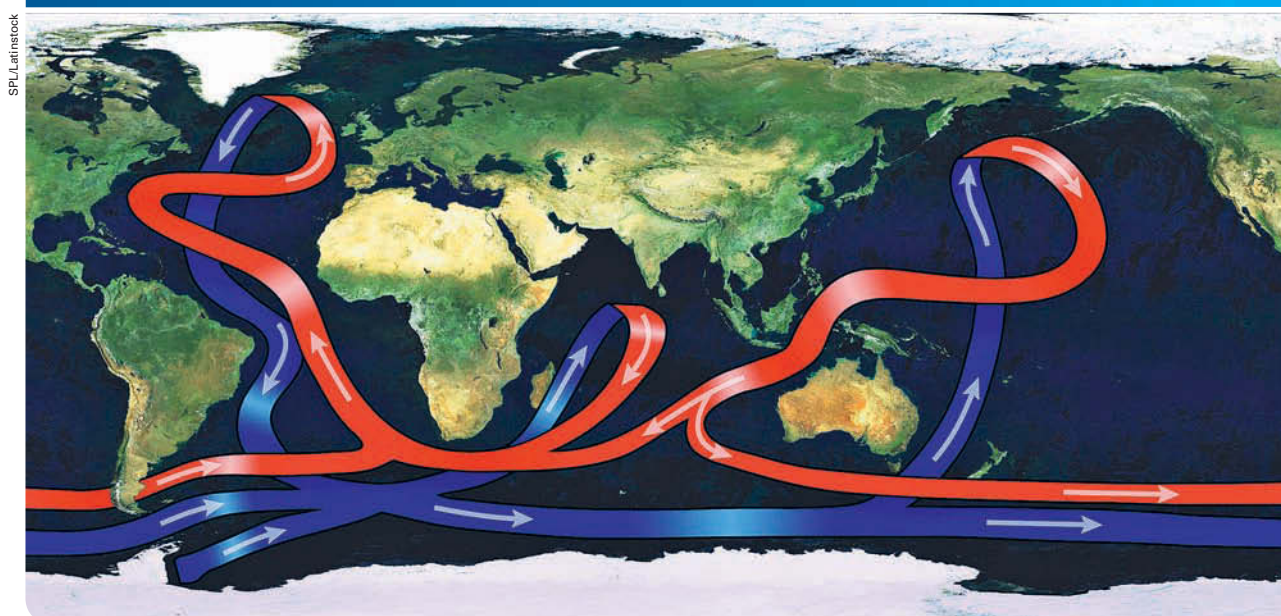
Observe o mapa abaixo. Na região do equador as águas superficiais do mar são aquecidas por causa da alta incidência de radiações solares. Com a ajuda dos ventos, essas águas são levadas em direção aos polos, onde sofrem resfriamento em razão da baixa temperatura do ar. Ao atingir a temperatura de 4 °C, essas águas superficiais congelam e liberam o sal, aumentando a salinidade e a densidade das águas líquidas ao redor. Essas águas frias afundam e fluem dos polos para o equador, onde serão aquecidas, ficarão menos densas e voltarão para a superfície, completando o ciclo.

* Uma solução de água e sal, por exemplo, é dita saturada quando ela possui a quantidade máxima de sal que é possível dissolver em determinado volume de água, na temperatura do experimento. Um depósito de sal no fundo do recipiente é uma garantia de que a solução está saturada.

Chris Hondros/Getty Images

As águas do mar Morto apresentam densidade igual a 1,35 g/cm^3. Por ser tão "salgado" e, consequentemente, tão denso, é praticamente impossível afundar em suas águas. Já em um lago de água doce, cuja densidade é de aproximadamente 1,0 g/cm^3, só não afunda quem sabe nadar.

Circulação termossalina global

SPL/Latinstock

A circulação termossalina refere-se à circulação de águas oceânicas gerada pelas diferenças de densidades das águas dos oceanos.

A temperatura corporal é um dos sinais vitais (como a respiração e a pulsação). A faixa da temperatura de um adulto sadio varia entre 36,1 °C e 37 °C. A febre, que provoca um aumento da temperatura corporal, é parte do mecanismo de defesa do corpo. Em resposta à infecção por microrganismo, as células brancas do sangue produzem um material que age no cérebro para produzir febre. A temperatura corporal mais alta ajuda a destruir os microrganismos invasores (estimulando a produção de glóbulos brancos que os combatem , por exemplo). A hipertermia é uma temperatura corporal bem aumentada, acima de 41 °C, que pode resultar em ataque térmico. Temperaturas extremamente altas, particularmente acima de 43 °C, podem ser fatais. Já a hipotermia é uma temperatura corporal anormalmente baixa. Ela pode ser causada por exposição prolongada ao frio, perda severa de sangue ou hipotireoidismo. Embora a hipotermia possa também ser fatal, temperaturas corporais baixas – entre 32 °C e 26 °C – são artificialmente induzidas para diminuir as necessidades de oxigênio durante certas intervenções cirúrgicas.

Vanderlei Almeida/Agência France-Presse/Getty Images

Os termômetros de rua marcam a temperatura local.

4 Temperatura e calor

A **temperatura** é uma grandeza física relacionada à energia térmica de um material e não depende da massa.

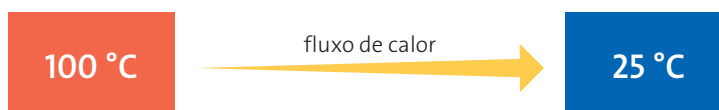
No Brasil a unidade de temperatura mais utilizada é o grau Celsius (°C). Em Química utiliza-se muito o kelvin (K) denominado temperatura termodinâmica, que é adotada pelo Sistema Internacional de Unidades e pela Iupac.

A variação de temperatura de 1 °C é igual à variação de 1 K.

Os fatores de conversão são:

$$T/K = t/°C + 273{,}15 \quad \text{e} \quad t/°C = T/K + 273{,}15$$

O **calor** é energia térmica em movimento (em trânsito). A energia térmica é transferida na forma de calor de um corpo para outro, desde que haja diferença de temperatura entre eles.

A energia térmica na forma de calor sempre flui espontaneamente do corpo de maior temperatura (mais quente) para o corpo de menor temperatura (mais frio), nunca o contrário.

Quando dois corpos com diferentes temperaturas são colocados em contato, ocorre transferência de energia na forma de calor (do corpo de maior temperatura para o de menor temperatura) até que os dois tenham atingido uma mesma temperatura, intermediária às que tinham no início.

O calor depende da massa de um corpo.

Qual a diferença entre temperatura e calor?

Pelo que você leu anteriormente, já deve ter concluído que a temperatura não depende da massa do corpo, mas o calor depende.

Assim, se medirmos a temperatura de qualquer massa de água fervente sob pressão de 1 atm, o termômetro vai acusar 100 °C. Mas o calor fornecido por 2 litros de água fervente é maior do que o fornecido por 1 litro de água fervente.

A temperatura está relacionada à energia térmica de um corpo, e o calor é a energia térmica em trânsito.

O tato permite distinguir os corpos quentes dos frios. Essa sensação fisiológica é primária e depende das condições anteriores, como demonstra o experimento clássico de John Tyndall (1820-1893), que consiste em mergulhar a mão direita em água gelada, a esquerda em água quente e, em seguida, ambas em água morna. Se necessário, faça o experimento (com cuidado para não se queimar) e responda: qual a sensação, em termos de variação de temperatura (mais quente, mais frio), na mão direita e na mão esquerda? Proponha uma explicação para o resultado observado.

Questões

4. (Pasusp-SP) Com a finalidade de estudar o comportamento térmico de substâncias, foram aquecidas diferentes quantidades de água e óleo. Elas foram colocadas sob a ação de uma chama, com fluxo de calor constante, e nas mesmas condições ambientais. A tabela abaixo contém os dados obtidos no experimento.

Tempo/s	t/°C Água/200 g	t/°C Água/400 g	t/°C Óleo/200 g
0	18	18	18
30	23	20	28
60	27	23	40
90	32	25	50
120	36	27	59
150	40	29	69

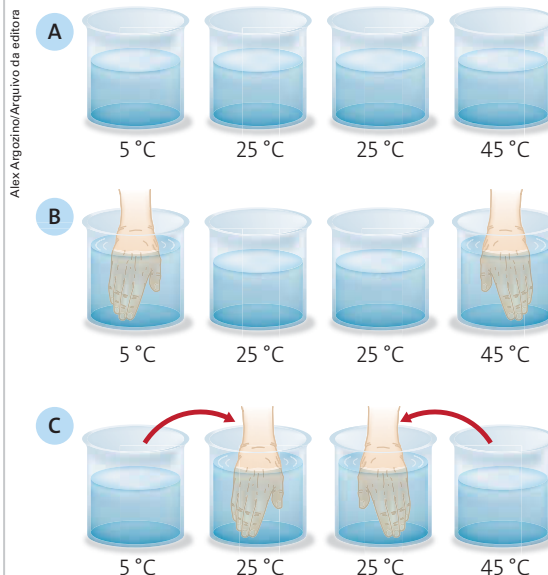
Tendo como base os dados apresentados na tabela, assinale a alternativa INCORRETA:

a) Nas mesmas condições de aquecimento e para a mesma massa, a temperatura do óleo aumenta mais rapidamente do que a da água.
b) Para uma dada massa de água, a temperatura varia proporcionalmente ao tempo de aquecimento.
c) Para uma dada massa de água, a temperatura varia de modo proporcional ao calor recebido da chama.
x d) Para a mesma quantidade de calor recebido, quanto maior a massa da substância aquecida, maior é a variação de temperatura por ela sofrida.
e) O tipo de substância e a massa são fatores que influem na variação da temperatura durante o aquecimento.

5. Lorde Kelvin verificou experimentalmente que, quando um gás é resfriado de 0 °C para –1 °C, por exemplo, ele perde uma fração de sua pressão igual a 1/273,15. Raciocinou então que na temperatura de –273,15 °C a pressão do gás se tornaria nula, ou seja, a energia cinética das partículas do gás seria igual a zero. Kelvin denominou a temperatura –273,15 °C de zero absoluto. Os cientistas já conseguiram obter temperaturas muito próximas ao zero absoluto e observaram que os materiais adquirem propriedades realmente interessantes nessas condições. Por exemplo, um material numa temperatura próxima ao zero absoluto praticamente não oferece resistência à passagem de corrente elétrica porque a energia cinética de suas partículas se torna extremamente baixa; é assim que se obtém um supercondutor.
Identifique a alternativa em que a conversão de unidades é incorreta.

a) 0 °C é igual a 273,15 K.
b) –100 °C é igual a 173,15 K.
x c) 26,85 K é igual a 300 °C.
d) 500 K é igual a 226,85 °C.
e) 300 K é igual a 26,85 °C.

6. (UEPB) Considere a situação esquematizada a seguir: Um aluno pegou quatro recipientes contendo água em temperaturas variadas. Em seguida mergulhou uma das mãos no recipiente com água fria (5 °C) e a outra mão no recipiente com água morna (45 °C). Após dois minutos, retirou-as e mergulhou imediatamente em outros dois recipientes com água a temperatura ambiente (25 °C), conforme a ilustração ao lado. Lembre-se de que a temperatura do corpo humano é de aproximadamente 36 °C.

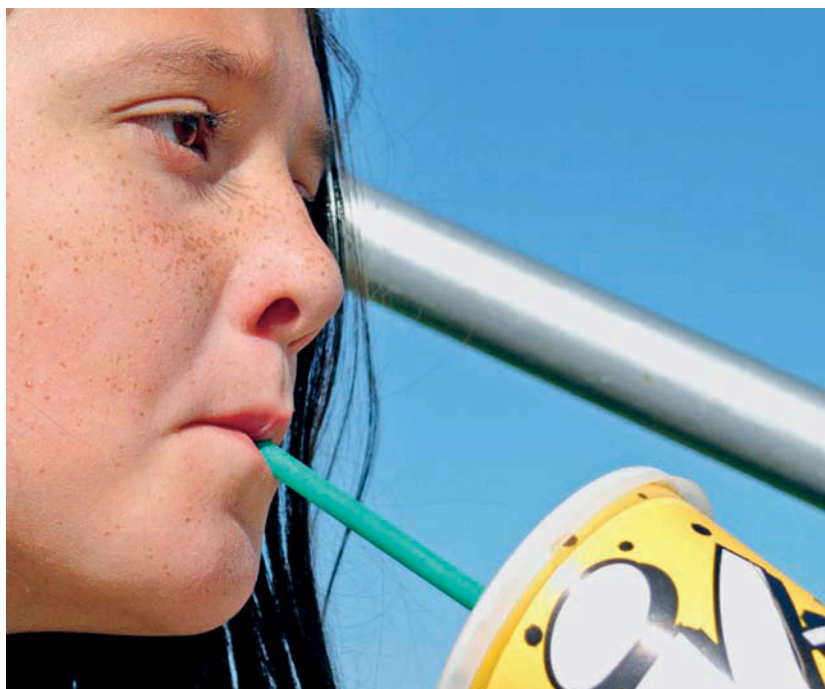
Alex Argozino/Arquivo da editora

Com base no exposto, julgue as afirmações a seguir.

I. No recipiente com água fria ocorre transferência de energia na forma de frio da água fria para a mão; e no recipiente com água morna ocorre transferência de energia na forma de calor da água morna para a mão.
II. No recipiente com água fria ocorre transferência de energia na forma de calor da mão para a água fria; e no recipiente com água morna ocorre transferência de energia na forma de calor da água morna para a mão.
III. No recipiente com água fria ocorre transferência de energia na forma de trabalho da água fria para a mão; e no recipiente com água morna ocorre transferência de energia na forma de calor da água morna para a mão.
IV. No passo B (ver ilustração), a mão que sente a maior diferença de temperatura é a mão imersa na água fria. No passo C, apesar de a água dos recipientes estar a uma mesma temperatura (25 °C), a mão oriunda da água fria passa uma sensação de ser colocada em uma água morna; e a outra mão, uma sensação de água fria.

Estão corretas:

a) Apenas II, III e IV.
b) Apenas I, II e III.
c) Apenas II e IV.
x d) Apenas I e IV.
e) Todas as alternativas.

5 Pressão

- *Por que sentimos a orelha "tapada" quando descemos a serra do Mar?*
- *Como o líquido sobe pelo canudinho quando tomamos um suco ou refrigerante?*
- *Como o ar entra no pulmão e sai dele quando respiramos?*

Dave Pattinson/Alamy/Other Images

Quando sugamos o ar de dentro de um canudo, criamos um vácuo parcial, ou seja, diminuímos a pressão em seu interior, por isso o líquido "sobe" pelo canudo.

O conceito de pressão responde a todas essas perguntas; além disso, é de extrema importância para a Química.

Sempre que fazemos um experimento acerca do comportamento da matéria e de suas transformações, precisamos anotar em que condições de temperatura e pressão o experimento foi feito, caso contrário pode ficar muito difícil alguém conseguir reproduzi-lo.

E como surgiu o conceito de pressão?

Um problema técnico observado pelo físico e astrônomo Galileu Galilei (1564-1642) era a impossibilidade de se bombear água para uma altura superior a 10,3 metros.

Para explicar esse fenômeno, o físico Evangelista Torricelli (1608-1647) propôs que o ar exerceria pressão sobre o solo equivalente àquela exercida por uma coluna de água de 10,3 metros de altura.

Torricelli propôs também uma melhoria experimental que facilitou muito o estudo físico da pressão: em vez de contrabalançar a pressão do ar com uma enorme coluna de água, utilizou o mercúrio, que é cerca de 13,6 vezes mais denso que a água e consequentemente forma uma coluna 13,6 vezes menor.

A Iupac e o Sistema Internacional de Unidades adotam o pascal, Pa, como unidade de pressão, sendo que 1 pascal é a pressão exercida por uma força de 1 newton, uniformemente distribuída sobre uma superfície plana de 1 metro quadrado de área, perpendicular à direção da força. A pressão em pascal (Pa) é expressa em:

$Pa = N/m^2$ ou $Pa = N \cdot m^{-2}$

O pascal, porém, é uma unidade de pressão relativamente pequena; por exemplo, a pressão de 1 Pa equivale aproximadamente àquela que uma camada fina de manteiga exerce sobre uma fatia de pão. Por isso é preferível trabalhar em kPa (quilopascal).

$1\ kPa = 10^3\ Pa$

$1\ kPa = 7{,}5\ mmHg$

$1 kPa = 9{,}87 \cdot 10^{-3}\ atm$

$1\ atm = 760\ mmHg$

$1\ atm = 101\,325\ Pa$

Experimento de Torricelli

Em 1643, Torricelli fez o seguinte experimento: encheu um tubo de vidro fechado (como um tubo de ensaio) com mercúrio metálico até a borda. Colocou em uma cuba (espécie de bacia) uma boa quantidade de mercúrio. Em seguida tampou a extremidade aberta do tubo e o inverteu, com a extremidade aberta submersa no mercúrio da cuba.

Observou então que o nível de mercúrio desceu no tubo até uma determinada altura, produzindo-se vácuo em sua extremidade superior, enquanto o nível de mercúrio contido na cuba subiu até um certo ponto. Quando o sistema entrou em equilíbrio, a altura da coluna de mercúrio no tubo de Torricelli indicou a pressão atmosférica local.

Fazendo-se esse experimento no nível do mar, verifica-se que o mercúrio desce no tubo até a marca de 76 cm ou 760 mm. O que faz o mercúrio dentro do tubo parar de descer e se estabilizar em determinada altura é justamente a pressão que o ar atmosférico exerce sobre a superfície existente na cuba. Torricelli também observou que a altura da coluna de mercúrio medida em um mesmo local não era sempre constante, mas variava ligeiramente durante o dia e a noite. Concluiu, então, que essas variações mostravam que a pressão atmosférica podia se alterar e que o sistema que ele inventou – denominado barômetro – era capaz de medir essas flutuações.

A pressão atmosférica depende da massa de ar existente no local. Conforme a altitude local aumenta, o ar vai ficando cada vez mais rarefeito (a massa de ar diminui), portanto a pressão atmosférica vai se tornando progressivamente menor.

O contrário também se verifica: quando descemos uma serra, por exemplo, a massa de ar sobre nosso corpo aumenta e, consequentemente, a pressão atmosférica também se eleva. Esse aumento de pressão é sentido principalmente na orelha, pois esse órgão é mais sensível a variações de pressão, causando a sensação de surdez ou orelha "tapada".

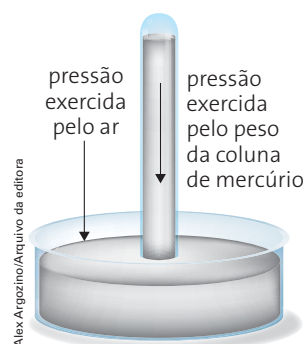



Ilustração esquemática do experimento de Torricelli

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Nos aviões pressurizados, a pressão interna é maior que a pressão externa. Se por algum motivo a fuselagem romper, tudo que está dentro do avião será sugado para fora, justamente por causa da diferença de pressão.

Questões

7. (Etecs-SP) "Os estudos dos efeitos da altitude sobre a performance física começaram a ser realizados depois dos Jogos Olímpicos de 1968. A competição realizada na Cidade do México, a 2 400 metros, registrou nas corridas de média e longa distância o triunfo de atletas de países montanhosos, como Tunísia, Etiópia e Quênia, enquanto australianos e americanos, os favoritos, mal conseguiam alcançar a linha de chegada."

Disponível em: <http://veja.abril.com.br/idade/exclusivo/perguntas_respostas/altitudes/index.shtml>. Acesso em: 12 set. 2010.

Os americanos e australianos não tiveram sucesso nas provas, pois, nas condições atmosféricas da Cidade do México, não estavam adaptados:

X a) à diminuição da pressão atmosférica e à consequente rarefação do ar.
b) ao aumento da pressão atmosférica e à consequente diminuição do oxigênio.
c) à diminuição da resistência do ar e ao consequente aumento da pressão atmosférica.
d) à diminuição da pressão atmosférica e ao consequente aumento da oxigenação do sangue.
e) ao aumento da insolação no clima de montanha e ao consequente aumento de temperatura no verão.

8. Apesar de os barômetros de laboratório serem calibrados em mmHg ou atm, porque medem experimentalmente a pressão que o ar atmosférico local exerce sobre uma coluna de mercúrio, a Iupac (União Internacional de Química Pura e Aplicada) adota o pascal, Pa, para medida de pressão, por estar diretamente relacionado às unidades de base adotadas por esse sistema. Indique como se expressa o pascal pela relação entre unidades de base do SI.

a) kg/m ou N/m
X b) $kg/s^2 \cdot m$ ou N/m^2
c) kPa ou Pa · 1000
d) kg/m^2 ou N/m^2
e) $kg \cdot m^2/s^2$ ou J

Exercícios de revisão

1.1 (Acafe-SC) Quando se espreme um limão em água, as sementes ficam imersas na solução obtida, mas, adicionando-se açúcar, passam a flutuar na superfície.
Isso ocorre porque:
a) as sementes diminuem sua densidade.
X b) o açúcar aumenta a densidade da solução.
c) a solução não se altera.
d) o açúcar reduz a densidade da solução.
e) a densidade das sementes aumenta.

1.2 (Unimep-SP) Denominam-se picnômetros pequenos balões volumétricos, precisamente aferidos, em determinada temperatura, empregados para medir volumes de quantidades reduzidas de líquidos em laboratórios. Certo picnômetro, contendo 50 mL de óleo, pesou 46 g. Nestas condições, calcule a densidade do óleo em g/mL e assinale a alternativa CORRETA.
a) 56. b) 46. c) 1,09. d) 1. X e) 0,92.

1.3 (PUCC-SP) Para verificar se um objeto é de chumbo puro, um estudante realiza a seguinte experiência:
1. determina a sua massa (175,90 g);
2. imerge-o totalmente em 50,0 mL de água contida numa proveta;
3. lê o volume da mistura água e metal (65,5 mL).
Com os dados obtidos, calcula a densidade do metal, compara-a com o valor registrado numa tabela de propriedades específicas de substâncias e conclui que se trata de chumbo puro. Qual o valor calculado para a densidade, em g/mL, à temperatura da experiência?
a) 2,61 b) 3,40 c) 5,22 d) 6,80 X e) 11,3

1.4 (Fuvest-SP) Em uma indústria, um operário misturou, inadvertidamente, polietileno (PE), policloreto de vinila (PVC) e poliestireno (PS), limpos e moídos. Para recuperar cada um desses polímeros utilizou o seguinte método de separação: jogou a mistura em um tanque contendo água (densidade = 1,00 g/cm³), separando, então, a fração que flutuou (fração *A*) daquela que foi ao fundo (fração *B*). Depois, recolheu a fração *B*, secou-a e a jogou em outro tanque contendo solução salina (densidade = 1,10 g/cm³), separando o material que flutuou (fração *C*) do que afundou (fração *D*). As frações *A*, *C* e *D* eram, respectivamente
(Dados: densidade na temperatura de trabalho em g/cm³: polietileno = 0,91 a 0,98; poliestireno = 1,04 a 1,06; policloreto de vinila = 1,35 a 1,42):
X a) PE, PS e PVC c) PVC, PS e PE e) PE, PVC e PS
b) PS, PE e PVC d) PS, PVC e PE

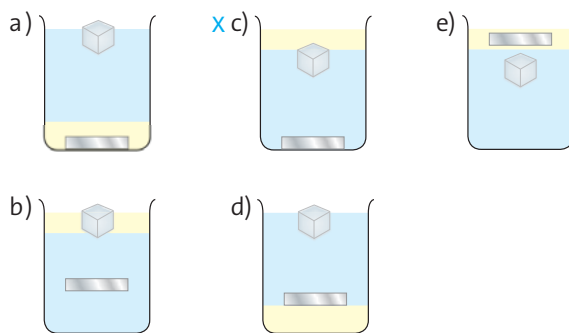
1.5 (UFPE) Em um béquer com 100 mL de água, são colocados 20 mL de óleo vegetal, um cubo de gelo e uma barra retangular de alumínio.
Qual das figuras melhor representa a aparência dessa mistura?

a)

X c)

e)

b)

d)

1.6 (Enem) Em nosso cotidiano, utilizamos as palavras "calor" e "temperatura" de forma diferente de como elas são usadas no meio científico. Na linguagem corrente, calor é identificado como "algo quente" e temperatura mede a "quantidade de calor de um corpo". Esses significados, no entanto, não conseguem explicar diversas situações que podem ser verificadas na prática. Do ponto de vista científico, que situação prática mostra a limitação dos conceitos corriqueiros de calor e temperatura?
X a) A temperatura da água pode ficar constante durante o tempo em que estiver fervendo.
b) Uma mãe coloca a mão na água da banheira do bebê para verificar a temperatura da água.
c) A chama de um fogão pode ser usada para aumentar a temperatura da água em uma panela.
d) A água quente que está em uma caneca é passada para outra caneca a fim de diminuir sua temperatura.
e) Um forno pode fornecer calor para uma vasilha de água que está em seu interior com menor temperatura do que a dele.

1.7 A pressão é definida como "força aplicada por unidade de área" e expressa em N/m². Outra unidade de medida de força comumente utilizada (embora não seja do SI) é o quilograma-força (kgf). Por definição, o kgf é a força com que a Terra atrai uma massa de 1 kg.
A rigor, 1 kgf = 9,80665 N ou 1 kgf ≃ 10 N (0,1 kgf ≃ 1 N).
Para saber qual é a força que o ar atmosférico exerce sobre nosso corpo, no nível do mar, teríamos de calcular quantos N/m² são equivalentes a 760 mmHg.
Fator de conversão: $1\ N/m^2 = 7{,}5 \cdot 10^{-3}$ mmHg:

$1\ N/m^2$ ——— $7{,}5 \cdot 10^{-3}$ mmHg
x ——— 760 mmHg

$$x = \frac{760 \cdot 1}{7{,}5 \cdot 10^{-3}\ \text{mmHg}} \Rightarrow x = 101\,333\ N/m^2$$

Considerando a área média do corpo humano igual a ≃ 1 m²:

$$101\,333\ \frac{N}{\cancel{m^2}}\ \cancel{m^2} \Rightarrow 101\,333\ N \text{ ou } 10\,133{,}3\ kgf.$$

A força que o ar atmosférico exerce sobre nosso corpo é de cerca de 10 000 kg ou 10 toneladas. Explique por que não somos esmagados por essa força imensa.

CAPÍTULO 2

Estados de agregação da matéria

Saiu na Mídia!

Chuva de granizo atinge bairros de Petrópolis

"**A Defesa Civil de Petrópolis, na região serrana fluminense, informou que uma chuva de granizo atingiu localidades do município, como Quitandinha e Alto Independência, na tarde desta terça-feira** [1º fev. 2011].

Segundo o órgão, foi registrada uma precipitação de 40 milímetros, que provocou avarias em alguns imóveis, como quebra de telhas. Não houve feridos. A cidade registrou 71 mortes em razão das chuvas de janeiro.

O coordenador do Comitê de Ações Emergenciais de Petrópolis, Luis Eduardo Peixoto, e equipes da Defesa Civil foram acionados e prontamente dirigiram-se para os locais com intuito de avaliar os danos. Não houve registro de feridos ou queda de barreiras.

Tragédia das chuvas

O forte temporal que atingiu a região serrana do estado do Rio de Janeiro no dia 11 de janeiro deixou centenas de mortos e milhares de desabrigados e desalojados.

As cidades de Nova Friburgo, Teresópolis, Petrópolis, Sumidouro, São José do Vale do Rio Preto, Bom Jardim e Areal foram as mais afetadas e decretaram estado de calamidade pública.

Serviços como água, luz e telefone foram interrompidos, estradas foram interditadas, pontes caíram e bairros ficaram isolados. O número de mortos passa de 800 e também há mais de 400 desaparecidos. Quase 30 mil estão fora de suas casas."

PORTAL de notícias R7. Disponível em: <http://noticias.r7.com/rio-de-janeiro/noticias/chuva-de-granizo-atinge-bairros-de-petropolis-20110201.html>. Acesso em: 5 jun. 2012.

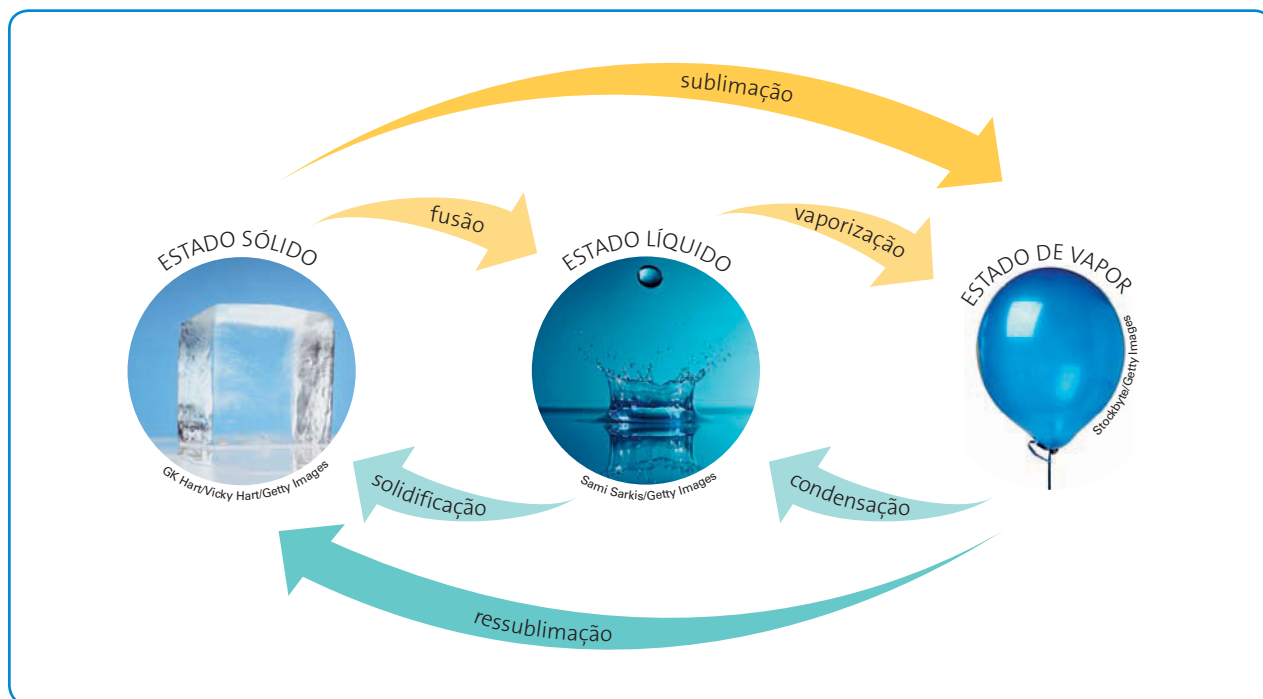
Marcos Arcoverde/Agência Estado

Danos causados pelas fortes chuvas. Petrópolis, RJ, 2011.

Você sabe explicar?

- **Como ocorre a chuva? Por que às vezes a água se precipita sob a forma líquida, outras sob a forma de granizo e outras sob a forma de neve?**

Você já conhece o tema “estados de agregação da matéria” desde o Ensino Fundamental, além disso esse é um tema que está bastante presente em nosso dia a dia; por exemplo, no contato com a água nos estados sólido (gelo), líquido e vapor. Mas em razão da importância desse assunto para a Química, vamos relembrá-lo.

O esquema a seguir mostra um resumo dos três estados de agregação da matéria e o nome das mudanças de um estado para o outro.

Mudanças de estado da matéria

1 Pontos de fusão e de ebulição

A matéria em geral sofre variação de temperatura quando absorve calor do ambiente que a rodeia ou cede calor a ele. Porém há determinados tipos de matéria em que a mudança de estado de agregação ocorre sem que haja variação de sua temperatura (sob pressão constante).

Nesses casos, a temperatura exata em que ocorre a mudança de estado do material de sólido para líquido é denominada **ponto de fusão**, e a temperatura exata em que ocorre a mudança de estado do material de líquido para vapor é denominada **ponto de ebulição**.

Essa temperatura é específica para cada tipo de material e depende apenas da pressão atmosférica local.

- A temperatura do ponto de fusão – que caracteriza a passagem do estado sólido para o estado líquido – é a mesma que a do ponto de solidificação (processo inverso, de líquido para sólido).
- A temperatura do ponto de ebulição – que caracteriza a passagem do estado líquido para o estado de vapor – é a mesma que a do ponto de condensação (processo inverso, de vapor para líquido).

A tabela a seguir traz exemplos de alguns materiais que possuem pontos de fusão e de ebulição constantes.

Materiais	Pontos de fusão/°C	Pontos de ebulição/°C
Água	0	100
Benzeno	5,5	80,1
Álcool etílico	–114	78,4
Amônia	–77,7	–33,4
Cloreto de sódio	800,4	1 413
Mercúrio	–38,87	356,9
Ferro	1 535	3 000

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Ebulição e evaporação

A **ebulição** e a **evaporação** são tipos de vaporização.

A evaporação é um processo que ocorre à temperatura ambiente (em qualquer temperatura e pressão, embora se torne progressivamente mais intensa em temperaturas mais altas e pressões mais baixas). Já a ebulição ocorre a uma determinada temperatura (que varia com a pressão atmosférica local) e é característica de certas espécies de matéria.

Por exemplo, quando fornecemos energia térmica (calor) a certa quantidade de água líquida, ocorre um aumento da quantidade de energia térmica da massa de água que está no fundo do recipiente (A), fazendo com que ela suba para a superfície, pois se torna menos densa. A massa de água que estava logo acima (B) então desce para o fundo (por ser mais densa) e passa a sofrer o aquecimento mais intenso.

Ao chegar à superfície, onde a temperatura é menor, essa massa de água (A) perde energia e volta para baixo, sendo substituída pela massa de água que ficou no fundo (B) e que agora está com maior energia térmica, reiniciando o ciclo. Esse tipo de transmissão de calor é chamado de **convecção**.

David Chasey/Getty Images

Água em ebulição

Quando a temperatura de ebulição é atingida, começam a se formar bolhas de vapor de água em meio à água líquida no fundo do recipiente. Essas bolhas sobem até a superfície e estouram, liberando o vapor de água para o ambiente. A partir desse momento, a energia fornecida para aquecer o sistema é utilizada apenas para promover a mudança de estado, de líquido para vapor; é por isso que a temperatura não se altera durante a mudança de estado de agregação.

Outro fenômeno que envolve a mudança de estado de agregação de líquido para vapor é a **calefação**, que é caracterizada pela passagem da fase líquida para a fase de vapor em uma temperatura superior à temperatura de ebulição do material.

Por exemplo, quando gotas de água caem sobre uma chapa metálica aquecida a uma temperatura superior a 100 °C (ponto de ebulição da água), essas gotas se vaporizam quase instantaneamente, emitindo um chiado característico. Nesse caso, a água sofreu calefação.

CURIOSIDADE

Diferença entre vapor e gás

Talvez você esteja estranhando o fato de falarmos em "estado de vapor", e não em "estado gasoso". É que a rigor existe uma diferença importante entre vapor e gás.

Sabemos que, em geral, é possível mudar o estado de agregação da matéria por aumento de pressão. Isso ocorre, por exemplo, com gás de cozinha, ou GLP (gás liquefeito de petróleo), que utilizamos para cozinhar em casa. Esse gás é mantido no estado líquido dentro do botijão (sob pressão) e só muda para o estado gasoso quando vamos utilizá-lo (quando a válvula do botijão se abre e a pressão diminui).

A. Parramón/AP Photo

Por volta de 1880, o químico irlandês Thomas Andrews (1813-1885) demonstrou a existência de uma temperatura crítica, característica de cada espécie de matéria, acima da qual é impossível fazê-la mudar do estado gasoso para o estado líquido apenas por aumento de pressão, qualquer que seja a pressão exercida sobre ela. Nessa situação, a única forma de promover a mudança de estado é diminuir a temperatura.

Essa temperatura crítica diferencia os conceitos de vapor e gás.

- A matéria está no estado de vapor quando sua temperatura está abaixo da temperatura crítica.
- A matéria está no estado gasoso quando sua temperatura está acima da temperatura crítica.

Por exemplo, a água líquida passa para o estado de vapor a 100 °C sob pressão de 1 atm ou 760 mmHg. Somente quando toda a água estiver no estado de vapor, a temperatura volta a aumentar (desde que o fornecimento externo de calor seja mantido). O vapor de água, aquecido a 200 °C, por exemplo, pode ser liquefeito se determinada pressão (bastante elevada) for exercida sobre o sistema. Contudo, para temperaturas acima de 374 °C (temperatura crítica da água), não é mais possível liquefazê-la apenas por aumento de pressão: acima dessa temperatura a água é um gás.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

A tabela a seguir traz os pontos de fusão e de ebulição, em °C, sob pressão de 1 atm, de alguns materiais. Com base nas informações da tabela, responda às questões de 1 a 5.

Substância	Fusão/ °C	Ebulição/ °C
Oxigênio	–218,4	–183,0
Amônia	–77,7	–33,4
Metanol	–97,0	64,7
Acetona	–94,6	56,5
Mercúrio	–38,87	356,9
Alumínio	660,0	2 056,0

1. Indique o estado de agregação de cada substância da tabela, considerando que ela esteja em um ambiente a 25 °C e a 1 atm.

2. Que materiais são encontrados no estado de agregação sólido a –100 °C?

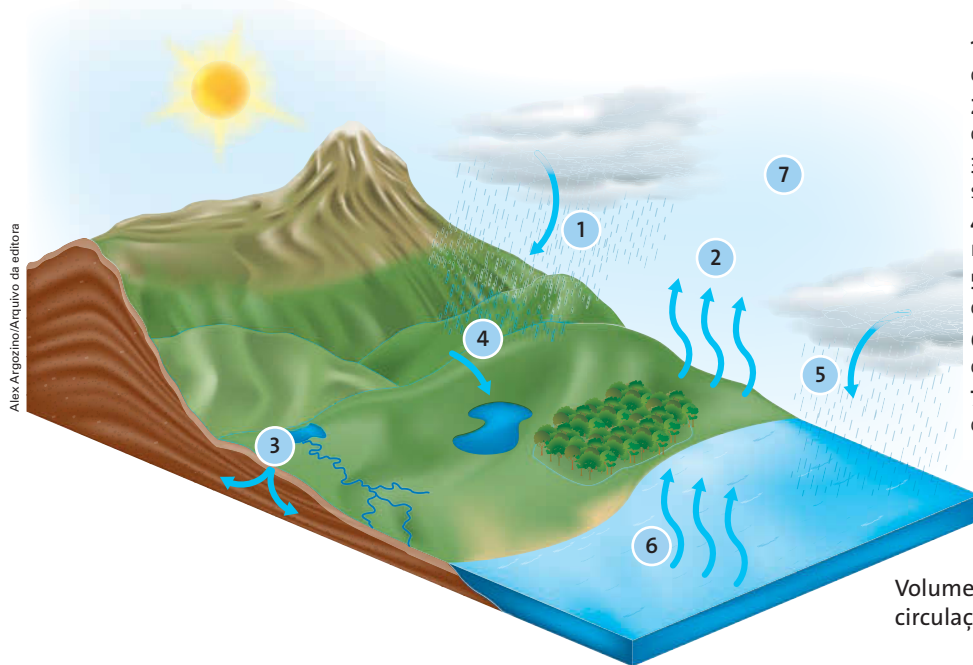
3. Que materiais são encontrados no estado de agregação líquido a 60 °C?

4. Que materiais são encontrados no estado de agregação vapor a 2 500 °C?

5. Que materiais são encontrados no estado de agregação gasoso a 20 °C?

2 Ciclo da água

O volume de água em circulação depende do ciclo hidrológico – precipitação, escoamento e fluxo de águas subterrâneas.

A ilustração a seguir mostra o volume de água em circulação na Terra em km^3/ano (1 km^3 = 1 bilhão de m^3).

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

1. 119 000 km^3/ano: precipitação que ocorre nos continentes.
2. 74 200 km^3/ano: evaporação que ocorre nos continentes.
3. 13 000 km^3/ano: reposição subterrânea por infiltração.
4. 43 000 km^3/ano: reposição em rios e lagos por escoamento.
5. 458 000 km^3/ano: precipitação que ocorre nos oceanos.
6. 503 000 km^3/ano: evaporação que ocorre nos oceanos.
7. 13 000 km^3/ano: vapor de água distribuído na atmosfera.

Volume de água em circulação na Terra

Como ocorre a chuva? Por que às vezes a água se precipita sob a forma líquida, outras sob a forma de granizo e outras sob a forma de neve?

As transformações de estado de agregação que a água sofre na natureza em razão das variações de temperatura e de pressão que ocorrem no meio ambiente são denominadas **ciclo da água**. Essas transformações são constantes, cíclicas e vitais para a manutenção da vida no planeta.

Resumidamente, podemos descrever o ciclo da água da seguinte maneira: a água da superfície de rios, lagos e oceanos recebe energia do Sol e passa do estado líquido para o estado de vapor – sofre **evaporação**. Esse mesmo processo ocorre nos seres vivos (animais e vegetais) pela transpiração.

A pressão atmosférica e a temperatura diminuem com a altitude. Assim, o vapor de água da atmosfera, ao atingir determinadas altitudes onde a temperatura é inferior a 0 °C, **condensa** (passa do estado de vapor para o estado líquido) ou **solidifica**, formando as nuvens que são aerossóis, ou seja, são formadas por gotículas de água no estado líquido e, em alguns casos (como nas nuvens de tempestade), de pedacinhos minúsculos de gelo em suspensão, dispersos no ar atmosférico.

Dependendo das condições climáticas do local e da altitude que a nuvem alcança, por causa dos movimentos ascendentes das correntes de ar, a água das nuvens pode precipitar no estado **líquido** (chuva) ou no estado **sólido** (granizo).

Certas propriedades físicas da água apresentam um valor peculiar e muito alto. Por exemplo, seu ponto de fusão, 0 °C, e o de ebulição, 100 °C, sob pressão de 1 atm, são bastante elevados.
Isso é fundamental porque o estado de agregação líquido da água – justamente o mais importante para o desenvolvimento e a manutenção da vida – é o mais comum nas condições ambientes do planeta, embora a água também possa ser encontrada na natureza nos estados sólido e de vapor.

Thomas Riecken/Getty Images

Neve nas árvores

Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo

Granizo

A chuva se forma quando, em razão da temperatura e da pressão atmosférica, as gotículas de água das nuvens passam a colidir e a se agrupar, formando gotas grandes que caem pela ação da gravidade.

A formação do **granizo** ocorre nas nuvens do tipo cúmulo-nimbo. No interior dessas nuvens, as frequentes correntes de ar elevam o núcleo de água condensado a uma altitude em que a temperatura se torna muito inferior ao ponto de solidificação da água (cerca de 15 km da superfície). Essas gotículas de água líquida passam então para o estado sólido e caem pela ação da gravidade, agregando ainda mais água em torno delas. Eventualmente esse agregado pega outra corrente de ar ascendente e sobe, congelando as gotas de água que acabaram de se juntar e formando cristais de gelo com tamanhos variados, que acabam precipitando pela ação da gravidade.

Quando as condições atmosféricas provocam a fusão de materiais gasosos constituintes do ar atmosférico na superfície dos cristais de gelo em precipitação, forma-se um **floco de neve**, que, por isso, tem um aspecto esbranquiçado, e não vítreo como as pedras de granizo.

A água que cai na forma de chuva, de granizo ou de neve volta em parte para os oceanos, rios e lagos e também para os continentes, podendo ser absorvida pelo solo para formar reservatórios subterrâneos de água.

Ao receber energia solar, a água superficial evapora, e o ciclo recomeça, de modo que o volume total de água no planeta pode ser considerado constante nos últimos 500 milhões de anos.

O volume estimado de água em nosso planeta é de aproximadamente 1,4 bilhão de km^3. De modo aproximado, podemos considerar que esse volume de água se encontra distribuído da maneira como mostra a tabela a seguir:

Distribuição da água no planeta

Reservatórios	Volume aproximado de água em km^3	% aproximada da água total	Tempo médio de permanência
Oceanos	1 320 000 000	96,11	4 mil anos
Glaciares	29 000 000	2,13	de 10 anos a 1 000 anos
Água subterrânea	8 300 000	0,61	de 2 semanas a 10 mil anos
Lagos	125 000	0,009	de 2 semanas a 10 anos
Mares interiores	105 000	0,008	4 mil anos
Umidade do solo	67 000	0,005	de 2 semanas a 1 ano
Atmosfera	13 000	0,001	10 dias
Rios	1 250	0,0001	de 2 semanas a 10 anos
Biosfera	600	0,00004	1 semana
Volume de água total	1 360 000 000	100%	———

Fontes: NACE, U. S. *Geological survey*, 1967. KARMANN, I. Ciclo da água: água subterrânea e sua ação geológica. *Decifrando a Terra*. 2. ed. reimp. São Paulo: Oficina de Textos, 2003. p. 113-115.

3 Sublimação

A transformação de estado sólido para gasoso é denominada **sublimação**. O exemplo mais conhecido é o do chamado gelo-seco (**gás carbônico sólido**), que, sob pressão atmosférica, passa diretamente para o estado gasoso. Esse efeito do gelo-seco é muito utilizado em teatro, *shows*, cinema e televisão. Há vários outros materiais que também podem sofrer sublimação quando levemente aquecidos, como a naftalina (utilizada para evitar traças em armários), o iodo, a cânfora, etc.

Mick Hutson/Redferns/Getty Images

Gelo-seco utilizado na apresentação da banda Iron Maiden.

Liofilização

Uma aplicação da sublimação é a técnica da liofilização para a conservação de alimentos e preparo de bebidas, como o café solúvel.

Os alimentos de origem vegetal e animal contêm água em porcentagem muito elevada (acima de 70%), e a eliminação dessa água por liofilização permite obter um produto seco que, devidamente embalado, pode ser conservado por um longo tempo à temperatura ambiente. Assim, embora seja um processo dispendioso, a conservação perfeita à temperatura ambiente acaba por tornar o processo economicamente vantajoso porque elimina a necessidade de refrigeração.

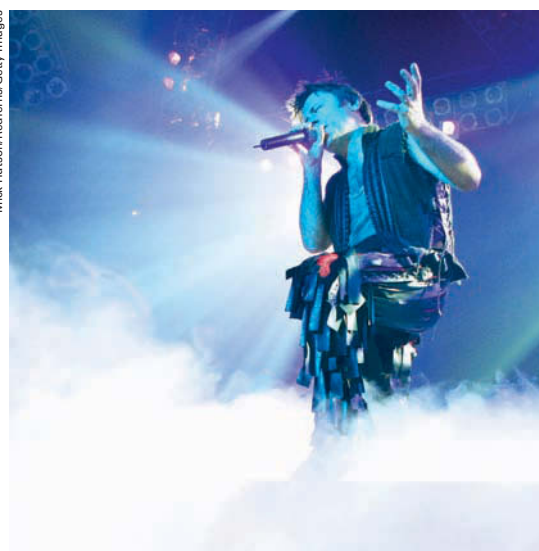
O processo de liofilização pode ser dividido em quatro etapas principais (os valores de pressão e temperatura indicados a seguir são apenas um exemplo geral do processo podendo variar conforme a indústria e o alimento tratado).

1ª etapa: o alimento a ser liofilizado é enviado a um departamento que faz um preparo prévio, como limpeza, retirada de pele ou de casca e corte em pedaços pequenos.

2ª etapa: o alimento é introduzido em túneis de resfriamento para ser submetido a um congelamento rápido (entre –30 °C e –40 °C). Desse modo, consegue-se transformar a água que ele contém em finas agulhas de gelo. No caso de hortaliças e carnes, o congelamento rápido é importante, porque as finas agulhas de gelo que se formam não danificam a estrutura celular (como ocorreria em um congelamento lento, em que se formariam grandes cristais de gelo).

3ª etapa: sublimação dos cristais de água sólida. Para isso, coloca-se o alimento congelado (entre –17,5 °C e –30 °C) em câmaras estanques (vedadas), onde é feito um vácuo parcial baixando-se a pressão para valores entre 0,5 mmHg e 0,6 mmHg, no período de sublimação máxima, e depois para 0,1 mmHg e 0,08 mmHg para finalizar o processo. É a pressão baixa que promove a passagem direta da água do estado sólido (gelo) para o estado de vapor.

Um equipamento anexo à câmara estanque encarrega-se — sem perturbar o processo — de retirar e condensar separadamente o vapor de água à medida que ele vai se formando.

4ª etapa: no final, um fornecimento de energia radiante eleva a temperatura para valores entre 30 °C e 60 °C com o objetivo de eliminar a umidade residual.

Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo

Frutas liofilizadas

A diminuição da pressão e o aquecimento são prolongados por certo tempo a fim de garantir a eliminação de qualquer traço de umidade. Esse é um cuidado muito importante, pois o teor de água residual é que determina a qualidade e a conservação do produto. Outro aspecto da liofilização é a diminuição de volume e de massa do alimento; no final do processo, a massa cai entre 1/10 e 1/4 do valor original.

Questões

6. (UFF-RJ) Joseph Cory, do Instituto Technion de Israel, montou um equipamento que consiste em uma série de painéis plásticos que coletam o orvalho noturno e o armazenam num depósito situado na base do coletor. Um coletor de 30 m^2 captura até 48 L de água potável por dia. Dependendo do número de coletores, é possível produzir água suficiente para comunidades que vivem em lugares muito secos ou em áreas poluídas. A inspiração de Joseph foi baseada nas folhas das plantas, as quais possuem uma superfície natural de "coleta" do orvalho noturno.
É correto afirmar que a formação do orvalho resulta de:
I. uma mudança de estado físico chamada condensação;
II. uma transformação química chamada sublimação;
III. uma transformação físico-química chamada oxirredução;
IV. uma transformação química chamada vaporização;
V. uma mudança de estado físico chamada sublimação.
Está(ão) correta(s) a(s) afirmativa(s):
a) I, II e IV, apenas.
b) I e III, apenas.
X c) I, apenas.
d) V, apenas.
e) II e IV, apenas.

7. (Enem) Com base em projeções realizadas por especialistas, prevê-se, para o fim do século XXI, aumento de temperatura média, no planeta, entre 1,4 °C e 5,8 °C. Como consequência desse aquecimento, possivelmente o clima será mais quente e mais úmido, bem como ocorrerão mais enchentes em algumas áreas e secas crônicas em outras. O aquecimento também provocará o desaparecimento de algumas geleiras, o que acarretará o aumento do nível dos oceanos e a inundação de certas áreas litorâneas. As mudanças climáticas previstas para o fim do século XXI:
a) provocarão a redução das taxas de evaporação e de condensação do ciclo da água.
X b) poderão interferir nos processos do ciclo da água que envolvem mudanças de estado físico.
c) promoverão o aumento da disponibilidade de alimento das espécies marinhas.
d) induzirão o aumento dos mananciais, o que solucionará os problemas de falta de água no planeta.
e) causarão o aumento do volume de todos os cursos de água, o que minimizará os efeitos da poluição aquática.

8. (UFTO) Considere a figura abaixo, na qual o ciclo da água está esquematizado:
Marque a alternativa CORRETA:
X a) I – evaporação; II – condensação; III – precipitação e IV – infiltração.
b) I – condensação; II – infiltração; III – evaporação e IV – precipitação.
c) I – infiltração; II – precipitação; III – condensação e IV – evaporação.
d) I – precipitação; II – evaporação; III – infiltração e IV – condensação.
e) I – evaporação; II – infiltração; III – precipitação e IV – condensação.

9. (Uesc-BA) Os alimentos desidratados vêm mudando os hábitos de consumidores que neles identificam a qualidade de sabor e de textura dos alimentos originais, além do alto valor nutritivo. O processo de liofilização que é utilizado na sua produção consiste em congelá-los a –197 °C, a pressão abaixo de 4,0 mmHg, e, em seguida, aumentar a temperatura até que toda a água sólida passe diretamente para a fase de vapor, quando, então, é eliminada.
A partir da análise dessas informações, é correto afirmar que, no processo de liofilização:
01) a água passa por transformações químicas em que é decomposta.
X 02) a água sólida passa diretamente para a fase de vapor, por meio da sublimação.
03) os alimentos se decompõem parcialmente com a perda de água.
04) as propriedades químicas da água e as propriedades organolépticas dos alimentos são modificadas depois de submetidos a esse processo.
05) os pontos de fusão e de ebulição da água pura independem da variação de pressão dessa substância.

10. (Univale-SC) O café solúvel é obtido a partir do café comum dissolvido em água. A solução é congelada e, a seguir, diminui-se bruscamente a pressão. Com isso, a água em estado sólido passa direta e rapidamente para o estado gasoso, sendo eliminada do sistema por sucção. Com a remoção da água do sistema, por esse meio, resta o café em pó e seco. Neste processo foram envolvidas as seguintes mudanças de estado físico:
a) solidificação e condensação.
X b) solidificação e sublimação.
c) congelação e condensação.
d) congelação e gaseificação.
e) solidificação e evaporação.

11. (Facimpa-MG) Observe:
I. Uma pedra de naftalina deixada no armário.
II. Uma vasilha com água deixada no *freezer*.
III. Uma vasilha com água deixada no fogo.
IV. O derretimento de um pedaço de chumbo quando aquecido.
Nesses fatos estão relacionados corretamente os seguintes fenômenos:
X a) I. sublimação; II. solidificação; III. evaporação; IV. fusão.
b) I. sublimação; II. sublimação; III. evaporação; IV. solidificação.
c) I. fusão; II. sublimação; III. evaporação; IV. solidificação.
d) I. evaporação; II. solidificação; III. fusão; IV. sublimação.
e) I. evaporação; II. sublimação; III. fusão; IV. solidificação.

Exercícios de revisão

2.1 (Vunesp-SP) Qual o estado físico (sólido, líquido ou gasoso) dos materiais da tabela abaixo quando eles se encontram no deserto da Arábia, à temperatura de 50 °C e pressão de 1 atm?

Material	Fusão/ °C	Ebulição/ °C
clorofórmio	−63	61
éter etílico	−116	34
etanol	−117	78
fenol	41	182
pentano	−130	36

2.2 (Unicamp-SP) Colocando-se água bem gelada num copo de vidro, em pouco tempo este fica molhado por fora, devido à formação de minúsculas gotas de água. Para procurar explicar esse fato, propuseram-se as duas hipóteses seguintes:

1) Se aparece água do lado de fora do copo, então o vidro não é totalmente impermeável à água. As partículas de água, atravessando lentamente as paredes de vidro, vão formando minúsculas gotas.
2) Se aparece água do lado de fora do copo, então deve haver vapor de água no ar. O vapor de água, entrando em contato com as paredes frias do copo, se condensa em minúsculas gotas.

Qual hipótese interpreta melhor os fatos? Como você justifica a escolha?

2.3 (Enem) Por que o nível dos mares não sobe, mesmo recebendo continuamente as águas dos rios? Essa questão já foi formulada por sábios da Grécia antiga. Hoje responderíamos que:

X a) a evaporação da água dos oceanos e o deslocamento do vapor e das nuvens compensam as águas dos rios que deságuam no mar.
b) a formação de geleiras com água dos oceanos, nos polos, contrabalança as águas dos rios que deságuam no mar.
c) as águas dos rios provocam as marés, que as transferem para outras regiões mais rasas, durante a vazante.
d) o volume de água dos rios é insignificante para os oceanos e a água doce diminui de volume ao receber sal marinho.
e) as águas dos rios afundam no mar devido a sua maior densidade (d = massa/volume), onde são comprimidas pela enorme pressão resultante da coluna de água.

2.4 (Enem) O Sol participa do ciclo da água, pois, além de aquecer a superfície da Terra dando origem aos ventos, provoca a evaporação da água dos rios, lagos e mares. O vapor da água, ao se resfriar, condensa em minúsculas gotinhas, que se agrupam formando nuvens, neblinas ou névoas úmidas. As nuvens podem ser levadas pelos ventos de uma região para outra. Com a condensação e, em seguida, a chuva, a água volta à superfície da Terra, caindo sobre o solo, rios, lagos e mares. Parte dessa água evapora retornando à atmosfera, outra parte escoa superficialmente ou infiltra-se no solo, indo alimentar rios e lagos. Esse processo é chamado de ciclo da água.
Considere as seguintes afirmativas:

I. A evaporação é maior nos continentes, uma vez que o aquecimento ali é maior do que nos oceanos.
II. A vegetação participa do ciclo hidrológico por meio da transpiração.
III. O ciclo hidrológico condiciona processos que ocorrem na litosfera, na atmosfera e na biosfera.
IV. A energia gravitacional movimenta a água em seu ciclo.
V. O ciclo hidrológico é passível de sofrer interferência humana, podendo apresentar desequilíbrios.

a) Somente a afirmativa III está correta.
b) Somente as afirmativas III e IV estão corretas.
c) Somente as afirmativas I, II e V estão corretas.
X d) Somente as afirmativas II, III, IV e V estão corretas.
e) Todas as afirmativas estão corretas.

2.5 (FMSC-SP) A formação de gelo no inverno constitui um fator que:

X a) dificulta a continuação da queda de temperatura.
b) favorece a queda de temperatura.
c) não se pode prever como irá influir no clima.
d) não tem influência na queda de temperatura.
e) torna os efeitos do inverno muito mais rigorosos.

2.6 (UFJF-MG) Atualmente, é comum encontrar, nas prateleiras de supermercados, alimentos desidratados, isto é, isentos de água em sua composição. O processo utilizado na desidratação dos alimentos é a liofilização.
A liofilização consiste em congelar o alimento à temperatura de −197 °C e depois submeter o alimento congelado a pressões muito baixas. Na temperatura de −197 °C, a água contida no alimento encontra-se na fase sólida e, com o abaixamento de pressão, passa diretamente para a fase vapor, sendo então eliminada.
Assinale a afirmação correta:

a) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação química, produzindo hidrogênio e oxigênio, que são gases.
b) No processo de liofilização, a água passa por um processo físico conhecido como evaporação.
c) No processo de liofilização, o alimento sofre decomposição, perdendo água.
d) No processo de liofilização, a água sofre decomposição.
X e) No processo de liofilização, a água passa por uma transformação física denominada sublimação.

CAPÍTULO 3

Propriedades da matéria

Saiu na Mídia!

Estudo da microfísica de nuvens quentes – crescimento e precipitação

"Os estudos para a produção de chuvas artificiais em nuvens quentes começaram a partir da década de 1950 em diversas universidades dos Estados Unidos. Também nessa época tivemos a produção em escala industrial do iodeto de prata pelo Naval Weapon Center, na Califórnia.

Já nessa época foram vislumbradas diversas aplicações para tais processos, como a modificação de furacões (dessa mesma época remonta a criação do National Hurricane Research Project, em Miami) e possíveis aplicações militares (durante a Guerra do Vietnã, esforços foram empregados na criação de chuvas sobre a principal via de suprimentos norte-vietnamita, a chamada Trilha Ho Chi Minh).

Esses processos foram abandonados no início dos anos 1980 porque os vapores de iodeto de prata só atuam aglutinando os cristais de gelo nas nuvens supergeladas. Em nuvens quentes, os vapores foram inócuos e, quando testados em furacões, causaram sérias doenças pulmonares na população.

Contudo, o abandono dos processos envolvendo iodeto de prata e iodeto de sódio e o estudo sobre produção de chuvas artificiais negligenciaram a possibilidade de produzir chuvas por outros processos, como a utilização de gotas coletoras de água [...]".

Adaptado de: <www.bibl.ita.br/xiiiencita/FUND30.pdf>. Acesso em: 12 maio 2012.

Renata Mello/Pulsar Imagens

Nuvens semeadas

Você sabe explicar?

O que é iodeto de prata? Por que o iodeto de prata só atua em nuvens supergeladas?

Uma propriedade física importante na identificação dos materiais é o coeficiente de solubilidade, que veremos a seguir.

A matéria possui ainda propriedades químicas e algumas propriedades de grupo (ácidas, básicas ou neutras).

As diferentes aplicações que atribuímos a cada tipo de matéria dependem diretamente de suas propriedades, portanto é importante conhecer melhor esse assunto.

1 Coeficiente de solubilidade

- *O gás escapa mais facilmente de um refrigerante gelado ou de um que esteja a temperatura ambiente?*
- *O açúcar se dissolve mais facilmente em água quente ou em água gelada? (Pense em café quente e suco gelado.)*
- *Um aumento de pressão pode aumentar a solubilidade (capacidade de se dissolver) de uma matéria na outra?*

O coeficiente de solubilidade (CS) é uma medida da capacidade que um material (denominado soluto) possui de se dissolver em uma quantidade padrão de outro material (denominado solvente), em condições determinadas de temperatura e pressão.

Alguns materiais são solúveis em outros, em qualquer proporção, como a água e o álcool etílico. Existem também materiais que praticamente não se misturam, como a água e o óleo; nesse caso, dizemos que são imiscíveis. Na maioria dos casos, no entanto, existe uma quantidade máxima de soluto que é capaz de se dissolver em certa quantidade de solvente, a uma determinada temperatura.

Note, porém, que o aumento de temperatura pode provocar tanto um aumento como uma diminuição do coeficiente de solubilidade.

Vamos ver alguns exemplos?

A dissolução do açúcar comum (sacarose) na água aumenta com o aumento da temperatura. Ou seja, é possível aumentar a quantidade de sacarose dissolvida na água aumentando-se a temperatura do sistema. A tabela a seguir apresenta o **coeficiente de solubilidade da sacarose** expresso em gramas de sacarose por 100 g de água.

Bruno Pavão/Arquivo da editora

A capacidade de dissolução do açúcar na água aumenta em função da temperatura.

Coeficiente de solubilidade da sacarose em água

Temperatura/°C	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
CS	179,2	190,5	203,9	219,5	238,1	260,4	287,3	320,5	362,1	415,7	487,2

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6th ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Você sabe a diferença entre álcool etílico 96° GL e álcool etílico 46° INPM?
Álcool etílico 96° GL (graus Gay-Lussac) indica uma **porcentagem em volume** dos componentes: 96% de álcool etílico e 4% de água.
Álcool etílico 46° INPM (Instituto Nacional de Pesos e Medidas) indica uma **porcentagem em massa** dos componentes: 46 g de álcool etílico e 54 g de água.
A porcentagem em massa é mais precisa por dois motivos: primeiro porque o volume varia com a temperatura e segundo porque a soma dos volumes dos componentes de uma mistura não é igual ao volume final da mistura.

Já o **coeficiente de solubilidade do hidróxido de cálcio** (cal hidratada) na água diminui com o aumento da temperatura; portanto, para aumentar a quantidade de hidróxido de cálcio dissolvido numa quantidade fixa de água, é necessário diminuir a temperatura.

Observe os dados na tabela a seguir (o **coeficiente de solubilidade do hidróxido de cálcio está** expresso em gramas por 100 g de água):

Coeficiente de solubilidade do hidróxido de cálcio em água											
Temperatura/°C	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
CS	0,185	0,176	0,165	0,153	0,141	0,128	0,116	0,106	0,094	0,085	0,077

Note que, no caso de soluções de soluto sólido ou líquido em solvente líquido, utilizamos uma relação de massas de soluto e solvente, pois a massa é uma grandeza que não varia com a temperatura (o volume varia).

Desse modo, em uma **relação de massas**, os dados que indicam a quantidade de um material capaz de se dissolver em outro são constantes para cada valor de temperatura.

A variação de **pressão** não tem influência significativa na dissolução de **soluto sólido** ou **líquido** em **solvente líquido**, mas é muito importante na solubilidade de **solutos gasosos** em **solventes líquidos**.

A variação da solubilidade com a pressão é bastante útil no transporte de substâncias gasosas. O acetileno (etino), por exemplo, usado como combustível em maçaricos, pode ser transportado com segurança dissolvido em acetona, dentro de cilindros de aço e sob pressão.

- Sob pressão de 1 atm é possível dissolver 27 g de gás acetileno em 1 L de acetona líquida.
- Aumentando-se a pressão para 12 atm, a solubilidade do acetileno aumenta para 320 g em 1 L de acetona.

Nesse caso, o aumento de pressão multiplica em mais de 10 vezes a quantidade de gás transportada com segurança. Para utilizar o acetileno, basta abrir a válvula do cilindro que contém a solução. A pressão vai diminuir, e o acetileno será liberado.

A 20 °C, sob pressão de 1 atm, a solubilidade do gás carbônico (encontrado na água com gás ou no refrigerante) em água pura é de 0,86 L de gás carbônico por litro de água. A 0 °C, a solubilidade do gás carbônico praticamente dobra, passando ao valor de 1,7 L de gás por litro de água. Por isso, o gás escapa mais facilmente da água a temperatura ambiente.

A água é conhecida como solvente universal, pois nela se dissolvem solutos gasosos, líquidos e sólidos, sendo um excelente veículo para o transporte* de princípios ativos em medicamentos, cosméticos e produtos de limpeza, além de transportar nutrientes e possibilitar diversos processos biológicos.

O sistema circulatório dos animais e os vasos condutores dos vegetais, por exemplo, utilizam a água como meio de distribuição de substâncias. O problema, nesse caso, é que a água se torna o destino final de todo poluente que é lançado não apenas diretamente nesse meio, mas também no ar e no solo. Isso significa que as substâncias resultantes da queima de combustíveis fósseis, liberadas pelos escapamentos de ônibus e caminhões ou pelas chaminés industriais, acabam dissolvidas na água da chuva, sendo levadas para rios, lagos, represas e oceanos.

O lixo despejado no solo também é arrastado pelas águas das chuvas, muitas vezes para corpos de água, ou se infiltra na terra, contaminando os lençóis freáticos.

* A maioria das substâncias utilizadas em medicamentos, cosméticos, produtos de limpeza, etc. (como um princípio ativo indicado no combate à tosse, um corante de base para o rosto ou um perfume para amaciante de roupas) não podem ser usadas puras, precisam de um veículo – a água – para serem transportadas para o interior do organismo, para a superfície da pele ou para as fibras do tecido.

O esquema ao lado mostra como nossos recursos hídricos acabam absorvendo todo tipo de poluente, gasoso, líquido e sólido.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. Construa um gráfico da curva de solubilidade da sacarose em água em função da temperatura com os dados fornecidos na tabela da página 41.

a) A curva obtida é ascendente ou descendente? O que isso indica?

b) Se você visse que em um gráfico de solubilidade de determinada substância X em função da temperatura a curva se mostrasse descendente, o que você concluiria?

2. A tabela a seguir traz a variação da solubilidade (S) do nitrato de potássio em função da temperatura (sob pressão de 1 atm). Os dados encontram-se em gramas de nitrato de potássio por 100 g de água.

t/°C	0	10	20	30	40	50
S	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5

a) Como varia a solubilidade do nitrato de potássio em função da temperatura?

b) O que ocorre se adicionarmos 50 g de nitrato de potássio em 100 g de água a 30 °C?

c) Qual a maior massa de nitrato de potássio que é possível dissolver em 200 g de água a 40 °C?

3. A tabela a seguir traz a variação do coeficiente de solubilidade (CS) do hidróxido de cálcio em função da variação da temperatura (a 1 atm). Os dados encontram-se em miligramas de hidróxido de cálcio por 100 g de água.

t/°C	0	10	20	30	40	50	60	70
CS	185	176	165	153	141	128	116	106

a) O hidróxido de cálcio pode ser considerado muito solúvel, pouco solúvel ou praticamente insolúvel em água?

b) Se a água é predominantemente líquida na faixa de temperatura e pressão fornecidas, por que os dados mostram 100 g de água e não 100 mL de água?

c) O que ocorre se adicionarmos 200 mg de hidróxido de cálcio em 100 g de água a 20 °C?

4. A solubilidade do oxigênio na água diminui com o aumento da temperatura. Sob pressão de 1 atm, a 0 °C, a solubilidade desse gás é de 14,63 mg/L. A 20 °C, a solubilidade decresce para 9,08 mg/L e, a 25 °C, chega a 8,11 mg/L. Essa característica do oxigênio torna ainda mais preocupante o problema da poluição térmica que ocorre quando uma usina termelétrica ou nuclear utiliza as águas de um rio ou do mar no seu sistema de refrigeração, devolvendo essa água ao meio ambiente a uma temperatura maior do que ela tinha antes de ser captada. Em relação a esse problema, indique:

a) O que ocorre com o oxigênio dissolvido na água de rios e mares sujeitos à poluição térmica?

b) Quais as consequências da poluição térmica para os seres vivos que habitam o local?

2 Propriedades químicas

Observe as imagens a seguir e reflita a respeito.

xpixel/Shutterstock/Glow Images

Por que o ferro enferruja?

bit24/Shutterstock/Glow Images

Por que o leite azeda?

Olena Zaskochenko/Shutterstock/Glow Images

Por que objetos de prata escurecem?

Shutterstock/Glow Images

É verdade que o vinho pode se transformar em vinagre?

Vladimir Agapov/Shutterstock/Glow Images

Por que os comprimidos efervescentes liberam gás na água?

ID1974/Shutterstock/Glow Images

Por que o fósforo queima?

Stockbyte/Getty Images

Como surge a imagem no papel fotográfico na revelação convencional?

Tudo isso ocorre porque a matéria possui propriedades químicas que determinam o seu comportamento e o tipo de transformação que é capaz de sofrer. O estudo dessas transformações e como reproduzi-las, como criá-las, torná-las mais lentas ou mais rápidas, como evitá-las e como direcioná-las são justamente uns dos objetivos da Química.

Para começar a desvendar esse assunto, é importante aprender a observar os indícios que evidenciam a **ocorrência de uma transformação química** em um sistema.

Note que esses indícios não são conclusivos, ou seja, não bastam para afirmarmos que, de fato, ocorreu uma transformação química, mas, a partir deles, sabemos que há uma grande probabilidade de isso ter ocorrido e, portanto, vale a pena continuar a investigação.

A seguir, sugerimos alguns experimentos simples em que realmente ocorrem transformações químicas. Na escola, com auxílio do professor, tente elaborar esses experimentos e registre os indícios de transformações químicas que encontrar.

EXPERIMENTO

Indícios de transformações químicas

Parte 1: Refrigerante de laranja e água sanitária

Material necessário

- 1 copo de vidro
- 1 colher de sopa
- 50 mL de refrigerante de laranja
- solução aquosa de hipoclorito de sódio (água sanitária)

Como fazer

Coloque 50 mL de refrigerante de laranja no copo. Adicione 2 colheres de sopa de hipoclorito de sódio e mexa bem. O que você observa?

Parte 2: Preparação da água de cal

Material necessário

- 200 mL de água
- cal virgem (óxido de cálcio)
- 1 copo de plástico de 300 mL
- 1 pires de vidro ou de cerâmica
- 3 filtros de papel (do tipo utilizado para coar café)
- 1 porta-filtro
- 1 bule de cerâmica ou de vidro
- 1 colher de sopa de plástico
- 1 garrafa PET pequena, transparente, vazia, limpa e com tampa
- 1 termômetro de uso culinário (opcional)

Guarde metade da água de cal para utilizarmos mais tarde, em outros experimentos.

Shutterstock/Glow Images

Como fazer

Coloque 200 mL de água no copo. Adicione 2 colheres de sopa de cal, mexa cuidadosamente e verifique a temperatura do copo pelo lado externo tocando-o com as mãos ou, se tiver o termômetro, meça a temperatura da solução. O que você observa?

Tampe o copo com o pires e deixe a solução decantar até o dia seguinte. Sem agitar o copo para que o precipitado branco depositado no fundo não se misture muito com o líquido (sobrenadante), passe a solução pelos filtros de papel. Antes, coloque-os um dentro do outro no porta-filtro e encaixe no bule. Guarde o líquido límpido na garrafa PET tampada, pois voltaremos a usá-lo mais algumas vezes.

Dica de segurança

Cuidado ao manipular a água sanitária e o óxido de cálcio. Não ingeri-los.

Descarte de rejeitos

Os filtros de papel com a cal hidratada podem ser encaminhados ao aterro sanitário (lixo comum).

Parte 3: Soprando a água de cal

Material necessário

- 100 mL de água de cal (metade do que foi obtido na parte 2 deste experimento)
- 1 copo de vidro
- 1 canudo de plástico

Shutterstock/Glow Images

Dica de segurança
A água de cal não pode ser ingerida.

Como fazer

Coloque cerca de 100 mL de água de cal no copo. Coloque o canudo no copo e assopre por um tempo. O que você observa?

Parte 4: Carbonato de cálcio e vinagre

Material necessário

- 1 copo de vidro
- 1 colher de sopa
- líquido obtido no experimento anterior
- Vinagre

Como fazer

Adicione uma colher de sopa de vinagre no líquido obtido no experimento anterior. O que você observa?

Descarte de rejeitos

O líquido que sobrou pode ser descartado no esgoto.

Investigue

1. Com base nos experimentos propostos, indique quais os principais indícios de que possa ter ocorrido uma transformação química em um determinado sistema.

2. Pesquise e explique, com base na parte 4 do experimento, por que dizem que o ambiente de uma casa recém-caiada apresenta um ar bastante fresco e agradável.

Propriedades de grupos

Alguns materiais possuem determinadas propriedades, por exemplo, podem ser ácidos, básicos ou neutros.

Para identificar essas propriedades, os químicos utilizam indicadores, como soluções ou papéis que mudam de cor conforme entram em contato com um meio ácido, básico ou neutro.

Os materiais do grupo ácido possuem características em comum, como o sabor azedo (que você conhece do limão ou do vinagre). Os materiais do grupo básico (alcalino), por sua vez, possuem em comum o sabor adstringente e cáustico (semelhante ao da banana ou ao do caqui quando verdes).

Quanto ao sabor das substâncias neutras, o melhor exemplo que temos é o da água potável.

Observe, entretanto, que ficar provando o sabor dos materiais que você não conhece para identificar a que grupo pertencem não é uma boa ideia. **Muitos materiais são perigosos e tóxicos**. A solução de bateria de carro, por exemplo, contém ácido sulfúrico que, em determinadas concentrações, pode carbonizar a matéria orgânica, isto é, se ingerido, pode transformar sua língua em carvão. Logo, para saber se um material é ácido, básico ou neutro, escolha os indicadores. O extrato de repolho roxo é um deles.

EXPERIMENTO

Indicadores ácido-base

Material necessário

- 1/2 repolho roxo de tamanho médio
- água
- 1 panela
- 1 garrafa PET transparente de 250 mL, limpa e com tampa
- 1 conjunto de jarra e peneira que se encaixem uma na outra
- 1 frasco com conta-gotas limpo e seco
- 6 copos de vidro pequenos
- 6 etiquetas brancas ou pedaços de esparadrapo

Líquidos que serão testados

- vinagre branco
- água de chuva
- água de cal (você pode utilizar a que sobrou do experimento anterior)
- solução de bicarbonato de sódio
- refrigerante tipo soda
- desinfetante com amoníaco

Se quiser, teste também água destilada (comprada em posto de gasolina), suco de limão, saliva, água do mar, solução de leite de magnésia, solução de água e sabão em pedra, solução de água e sabonete, solução de água e xampu, solução de água e comprimido antiácido, solução de água e aspirina, etc.

Como fazer

Corte o repolho em pedaços pequenos, coloque-os na panela e cubra-os com água. Leve ao fogo e deixe ferver até que a água se reduza a praticamente metade do volume inicial. Desligue o fogo, tampe a panela e espere esfriar. Apoie a peneira na jarra e coe o conteúdo da panela. Passe a solução da jarra para a garrafa PET.

Coloque a solução de extrato de repolho roxo nos copos até cerca de 1/3 da capacidade (20 mL). Escreva nas etiquetas o nome dos líquidos que serão testados e cole nos copos.

Africa Studio/Shutterstock/Glow Images

Se necessário, o extrato de repolho roxo pode ser conservado em geladeira por algum tempo.

Adicione o conteúdo de um conta-gotas cheio de vinagre branco ao copo que possui a respectiva etiqueta. Observe e registre suas conclusões. Faça o mesmo em relação aos outros líquidos.

Não se esqueça de lavar muito bem o conta-gotas antes de testar cada material para que não haja alteração nos resultados.

Há ainda outras substâncias que podemos utilizar como indicadores:

- **Extrato alcoólico de flores de hibisco**

  Coloque 5 pétalas de flores para cada 2 colheres de sopa de álcool etílico 92,8 °GL. Deixe a solução descansar por 1 hora ou até que as pétalas percam a cor. Guarde-a coada em um frasco limpo e com tampa.

- **Extrato alcoólico de beterraba**

  Junte uma beterraba pequena cortada em fatias finas a 100 mL de álcool etílico 92,8 °GL. Deixe descansar por 1 hora e guarde a solução coada em um frasco limpo e tampado.

- **Fenolftaleína (adquirida apenas em lojas de materiais para laboratório).**

  Em 7 de maio de 2002, a Agência de Vigilância Sanitária (Anvisa) proibiu a venda de laxantes contendo essa substância:

  Nenhum medicamento vendido no Brasil poderá ter em sua fórmula a substância laxante fenolftaleína [...]. A decisão é da Anvisa, com base em resolução do FDA [Food and Drug Administration), órgão norte-americano que controla a venda de alimentos e remédios nos EUA], [...] que aponta risco de a substância causar câncer nas pessoas.

  Disponível em: <www.portaldoconsumidor.gov.br/noticia.asp?busca=sim&id=315>. Acesso em: 9 maio 2012.

A extração de um pigmento pode ser feita por maceração, como no caso das flores de hibisco ou da beterraba, deixando-se o vegetal em contato com um solvente adequado por certo tempo. A extração dos pigmentos do repolho roxo, como indicado no experimento anterior, não é feita por maceração, mas por decocção, que consiste na extração de princípios ativos do vegetal, previamente reduzido a pequenos pedaços, pelo contato prolongado (no máximo uma hora) com água em ebulição. Essa técnica permite extrair produtos que não são solúveis na água fria ou mesmo aumentar a quantidade de substâncias extraídas. Há, porém, o risco de ocorrerem alterações na composição química de certos princípios ativos quando o tempo de decocção ultrapassa meia hora.

Investigue

1. Classifique os materiais que você testou em um dos seguintes grupos, conforme a cor da solução observada:

Cor da solução de extrato de repolho roxo	Grupo
Vermelho	Ácido forte
Rosa	Ácido moderado
Roxo	Ácido fraco
Azul	Neutro
Verde	Base fraca
Verde-amarelo	Base forte

2. Prepare os indicadores relacionados anteriormente: extrato alcoólico de flores de hibisco, extrato alcoólico de beterraba e fenolftaleína (se conseguir). Repita o teste com os mesmos materiais que você utilizou no experimento com o indicador de repolho roxo e anote a cor que cada novo indicador adquire na presença desses materiais. Pelo resultado obtido, monte uma tabela que mostre a cor dos indicadores testados em meio ácido, básico e neutro.

Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo

Flor de hibisco, originária da China e bastante comum nos jardins e praças da região Sudeste do Brasil.

Dica de segurança

O preparo do extrato de repolho roxo deve ser feito somente pelo professor, tomando extremo cuidado com o fogo e certificando-se de que não há materiais inflamáveis por perto. Os alunos podem fazer os testes em grupos.

Questões

5. (Enem) O suco extraído do repolho roxo pode ser utilizado como indicador do caráter ácido (pH entre 0 e 7) ou básico (pH entre 7 e 14) de diferentes soluções. Misturando-se um pouco de suco de repolho e da solução, a mistura passa a apresentar diferentes cores, segundo sua natureza ácida ou básica, de acordo com a escala abaixo. Algumas soluções foram testadas com esse indicador, produzindo os seguintes resultados:

	Material	Cor
I	Amoníaco	Verde
II	Leite de magnésia	Azul
III	Vinagre	Vermelho
IV	Leite de vaca	Rosa

De acordo com esses resultados, as soluções I, II, III e IV têm, respectivamente, caráter:

a) ácido/básico/básico/ácido.
b) ácido/básico/ácido/básico.
c) básico/ácido/básico/ácido.
d) ácido/ácido/básico/básico.
x e) básico/básico/ácido/ácido.

6. (UFJF-MG) Uma dona de casa realizou as seguintes operações:

1. Bateu em um liquidificador folhas de repolho roxo picadas com um pouco de água e depois aqueceu por cinco minutos.
2. Separou o líquido, que apresentava cor roxa, das folhas com o auxílio de um coador e o dividiu em dois copos.
3. A um dos copos, adicionou vinagre (ácido acético) e não houve alteração na cor do líquido, ou seja, ele permaneceu roxo.
4. Ao outro copo, adicionou leite de magnésia (hidróxido de magnésio) e a cor do líquido passou para verde.

Assinale a opção correta:

a) O processo de separação utilizado na primeira operação é a destilação.
x b) O líquido que apresentava cor roxa, separado na segunda operação, funciona como indicador ácido-base.
c) O processo de separação utilizado na segunda operação é a decantação.
d) O hidróxido de magnésio é um óxido.
e) O vinagre é uma base.

O que é iodeto de prata? Por que o iodeto de prata só atua em nuvens supergeladas?

O iodeto de prata é um composto amarelo e fotossensível, ou seja, que se decompõe na presença de luz. Foi muito utilizado nos primeiros processos para obtenção de fotografias, nos quais a imagem de determinada cena se formava em uma chapa de prata metálica ao ser exposta a vapores de iodo que a sensibilizam, formando iodeto de prata.

Na presença de luz a chapa sensibilizada pelo iodeto de prata originava uma imagem tênue da cena que, em seguida, podia ser revelada com vapores de mercúrio, que transformavam o iodeto de prata novamente em prata metálica – tornando a imagem visível e muito nítida – e iodeto de mercúrio.

Para fixar a imagem na chapa, utilizava-se o cloreto de sódio, um composto conhecido como "sal de cozinha". Com esse método, porém, não havia possibilidade de reproduzir a imagem.

O iodeto de prata também é utilizado como antisséptico* em certos procedimentos médicos e é altamente insolúvel em água.

Outra característica importante dessa substância é que sua estrutura cristalina é muito similar à do gelo (água sólida). Por isso, quando os vapores de iodeto de prata são semeados em nuvens supergeladas, com temperaturas abaixo de –6 °C, aglutinam o vapor de água com os cristais de gelo, produzindo chuva.

Até hoje, agricultores de regiões frias utilizam o método para semear nuvens do tipo *cumulus congestus*, provocando chuvas e evitando a precipitação de granizo, que destrói as plantações.

* Antisséptico é toda substância que evita a infecção dos tecidos, matando os microrganismos ou inibindo sua reprodução.

Pulverização de nuvens com iodeto de prata para semear chuva.
A descoberta de que é possível produzir chuvas artificiais utilizando o iodeto de prata foi feita pelo químico americano Irving Langmuir (1881-1957) em 1946.

De onde vem... para onde vai?

Óxido de cálcio

O processo industrial

A cal virgem, ou óxido de cálcio, é retirada do calcário, um mineral de carbonato de cálcio (calcita), que também constitui o mármore. Há jazidas de calcário por todo o Brasil. As principais se localizam nas regiões Sudeste, Centro-Oeste e Sul, tendo São Paulo, Paraná e Mato Grosso do Sul como os maiores produtores. A extração da rocha de calcário e a obtenção da cal podem ser resumidas nas seguintes etapas:

- Localiza-se a jazida e faz-se o descapeamento (retirada do material estéril) que cobre a rocha.
- A rocha calcária exposta é fragmentada utilizando-se explosivos como dinamite.
- Escavadeiras hidráulicas carregam as rochas fragmentadas em caminhões para encaminhá-las ao britador primário (britador de mandíbulas).
- Pela força do impacto, o britador de mandíbulas quebra as rochas, diminuindo seu tamanho.
- A pedra calcária britada é peneirada e classificada em vários tamanhos, sendo uma parte transferida para os fornos de calcinação.
- Indústrias de maior porte utilizam fornos verticais com altura entre 14 metros e 18 metros, cuja fonte de energia é o eucalipto, para decompor o calcário (carbonato de cálcio), que é calcinado (sofre decomposição térmica) a uma temperatura de 900 °C a 950 °C, originando a cal virgem (óxido de cálcio) em pedra.
- A cal virgem em pedra é, depois, enviada para um britador secundário que vai pulverizá-la para, em seguida, ser armazenada em um silo.

A cal pode ser considerada o produto manufaturado mais antigo da humanidade. Há registros do uso desse produto que datam de antes de Cristo. Um exemplo de uso da cal é a muralha da China (construída aproximadamente em 3000 a.C.), onde é possível encontrar, em alguns trechos da obra, uma mistura de terra argilosa e cal.

Pela diversidade de aplicações, a cal está entre os dez produtos de origem mineral de maior consumo no planeta. Estima-se que sua produção mundial esteja em torno de 145 milhões de toneladas por ano. É usada como bactericida em estábulos e canis; como removedor de impurezas (escórias) nas indústrias siderúrgicas; no tratamento de resíduos industriais; nas indústrias de papel e celulose; e no setor de construção civil (constituindo em média 65% do cimento *Portland*, o mais usado atualmente).

O processo que descrevemos para a fabricação da cal é o que ocorre em grandes indústrias. Há, porém, um pequeno grupo de produtores artesanais espalhados pelo Brasil que trabalham em condições insalubres, prejudicando a própria saúde, a saúde da população local e o meio ambiente.

Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo

Jazida de calcário inexplorada. Bom Jesus da Lapa (BA), 2009.

Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo

Jazida de calcário descapeada em atividade. Nobres (MT), 2005.

O exemplo mais significativo é o que ocorre em Frecheirinha, município localizado a 286,3 km de Fortaleza, na porção noroeste do estado do Ceará, que possui uma população de cerca de 12 mil habitantes e condições climáticas adversas às do clima semiárido, como precipitações irregulares e ciclos de seca que se repetem a cada oito ou doze anos.

Nesse município, próximo à BR-222, o processamento da cal é feito em fornos circulares, construídos artesanalmente e sem autorização dos órgãos ambientais para funcionamento. É um trabalho que se caracteriza pela informalidade. A rocha calcária é extraída ilegalmente, quebrada a marretadas e empilhada dentro do forno. O forno carregado necessita de cerca de 3 toneladas de lenha para decompor o calcário e produzir a cal. A queima dessa lenha, também extraída de forma irregular, emite fumaça preta e fuligem, que podem ser avistadas de longe, durante dias, ininterruptamente. É um cenário desolador em que os proprietários dificilmente são encontrados, e os trabalhadores orientados a não falar sobre o assunto.

O grande mercado consumidor dos produtos fabricados em Frecheirinha é o Piauí, onde são comercializados 80% da produção local, seguido do Maranhão, Pará e algumas cidades do Ceará.

Segundo o estudo de John Kennedy Candeira Andrade, disponível em <http://biblioteca.universia. net/ficha.do?id=36772236> (acesso em: 12 fev. 2013), os trabalhadores são submetidos a uma "jornada de trabalho de até 12 horas em turnos diurnos e noturnos, sendo que 72% dos trabalhadores não têm carteira assinada. [...]"

Atenta ao problema, a Comissão de Meio Ambiente e Desenvolvimento Sustentável havia aprovado, em 20/12/2006, o projeto de Lei 7.374/06, do Senado, que estabelecia procedimentos básicos e parâmetros mínimos para a produção da cal. [...]

Natércia Rocha/Diário do Nordeste

Caieira em Frecheirinha (CE), 2008.

Um fato marcante que provavelmente desencadeou essas providências foi a contaminação por dioxinas no leite de vaca da Alemanha, ocorrido em 1997. As investigações concluíram que sua origem estava na ração importada do Brasil, e que a causa era a cal utilizada na secagem da ração.* [...]

Esse episódio causou ao país um prejuízo de cerca de 100 milhões de dólares [...].

Mas em 29 de agosto de 2007, a Comissão de Minas e Energia rejeitou o projeto de Lei 7.374/06 justamente com o argumento de que as medidas previstas excluiriam os produtores artesanais do mercado. Foi considerado o fato de que o Brasil consome cerca de 7 milhões de toneladas de cal por ano, comércio que é responsável por um faturamento de cerca de 1 bilhão de reais e pelo emprego de milhares de pessoas.

Fontes de pesquisa: Reportagens de Natercia Rocha. *Diário do Nordeste*, 16 mar. 2009; Maria Neves, *Agência Câmara*, 27 dez. 2006; Oscar Telles. *Agência Câmara*, 31 ago. 2007.

* A queima de matéria orgânica — como pneus, lixo plástico e outros que contém cloro — produz dioxinas e furanos, substâncias que podem causar câncer. A cal havia sido contaminada pela queima desses materiais praticada em fornos artesanais.

Trabalho em equipe

Em grupos de cinco ou seis integrantes, redijam um texto discutindo se a importância da cal para a sociedade justifica o que acontece nas caieiras (veja o *link* fornecido no texto acima).

Depois os grupos vão, um a um, expor suas conclusões para a classe, de modo que todos, por meio de um debate, cheguem a um consenso (se possível) sobre o tema.

Exercícios de revisão

3.1 A tabela a seguir mostra a solubilidade de vários sais em água, a temperatura ambiente, em g/100 mL. Assinale a alternativa que indica, respectivamente, o sal mais solúvel em água e o sal menos solúvel em água nessa temperatura.

Composto	Solubilidade em g/100 mL
Nitrato de prata	260
Sulfato de alumínio	160
Cloreto de sódio	36
Nitrato de potássio	52
Brometo de potássio	64

a) mais solúvel: cloreto de sódio; menos solúvel: nitrato de prata.
b) mais solúvel: nitrato de prata; menos solúvel: brometo de potássio.
c) mais solúvel: sulfato de alumínio; menos solúvel: nitrato de potássio.
d) mais solúvel: nitrato de potássio; menos solúvel: brometo de potássio.
X e) mais solúvel: nitrato de prata; menos solúvel: cloreto de sódio.

3.2 A tabela a seguir fornece a massa máxima de cloreto de potássio que 1 kg de água pode dissolver em diferentes temperaturas.

Massa/g	310	340	370	400
t/°C	10	20	30	40

Analisando os dados da tabela, é possível prever como a solubilidade do cloreto de potássio se comporta em relação à variação da temperatura? Justifique.

3.3 (PUC-MG) Um grave problema ambiental da atualidade é o aquecimento das águas dos rios, lagos e mares por indústrias que as utilizam para o resfriamento de turbinas e elevam sua temperatura até 25 °C acima do normal. Isso pode provocar a morte de peixes e de outras espécies aquáticas porque:

X a) esse aquecimento diminui a solubilidade do oxigênio dissolvido na água, provocando o seu desprendimento, o que dificulta a respiração dos peixes e de outras espécies podendo levá-los à morte.
b) os peixes e as outras espécies acabam morrendo devido ao aquecimento das águas, e não por asfixia (falta de oxigênio).
c) esse aquecimento aumenta a solubilidade do gás carbônico, intoxicando os peixes e outras espécies aquáticas.
d) esse aquecimento acelera a evaporação da água, aumentando o grau de salinidade no local, tornando o meio inadequado à sobrevivência de peixes e outras espécies aquáticas.
e) os peixes e as outras espécies não sofrem com o aumento de temperatura da água porque podem se adaptar facilmente a essas mudanças.

3.4 (Enem) Produtos de limpeza, indevidamente guardados ou manipulados, estão entre as principais causas de acidentes domésticos. Leia o relato de uma pessoa que perdeu o olfato por ter misturado água sanitária, amoníaco e sabão em pó para limpar um banheiro:

<u>A mistura ferveu e começou a sair uma fumaça asfixiante</u>. Não conseguia respirar, e meus olhos, nariz e garganta começaram a arder de maneira insuportável. Saí correndo à procura de uma janela aberta para poder voltar a respirar.

O trecho sublinhado poderia ser reescrito, em linguagem científica, da seguinte forma:

a) As substâncias químicas presentes nos produtos de limpeza evaporaram.
b) Com a mistura química, houve produção de uma solução aquosa asfixiante.
c) As substâncias sofreram transformações pelo contato com o oxigênio do ar.
X d) Com a mistura, houve transformação química que produziu rapidamente gases tóxicos.
e) Com a mistura, houve transformação química, evidenciada pela dissolução de um sólido.

3.5 (Enem) Entre os procedimentos recomendados para reduzir acidentes com produtos de limpeza, aquele que deixou de ser cumprido, na situação discutida na questão anterior, foi:

a) Não armazene produtos em embalagens de natureza e finalidade diferentes das originais.
X b) Leia atentamente os rótulos e evite fazer misturas cujos resultados sejam desconhecidos.
c) Não armazene produtos de limpeza e substâncias químicas em locais próximos a alimentos.
d) Verifique, nos rótulos das embalagens originais, todas as instruções para os primeiros socorros.
e) Mantenha os produtos de limpeza em locais absolutamente seguros, fora do alcance de crianças.

3.6 O pH é uma escala que indica diferentes graus de acidez ou basicidade. Certos peixes só conseguem viver em uma determinada faixa de pH. Isso também ocorre com o desenvolvimento de algumas plantas, como as hortências, cujas flores variam de cor conforme a acidez ou basicidade do solo. Em solo básico, as hortências ficam brancas ou rosadas, e em solo ácido, lilases ou azuis.

O controle do pH de um aquário ou do solo de um jardim é feito por meio de indicadores.

- Se o meio estiver ácido, pode-se adicionar conchinhas ou pedaços de mármore ao aquário ou adicionar cal ao solo.

- Se o meio estiver básico, pode-se adicionar um pedaço de fibra de coco ao aquário ou fibra de coco em pó ao solo.

Em relação ao que foi descrito, responda:

a) Por que as conchinhas, o mármore e a cal são materiais indicados para controlar a acidez do meio?

b) Utilizando um indicador, o jardineiro concluiu que o solo em que estava trabalhando era básico. A dona da residência, porém, quer um canteiro com hortências azuis. Como o jardineiro pode proceder para atendê-la?

3.7 (UFSC-SP) Considere os processos:

I. Transformação de uma rocha em pó através de pressão
II. Revelação de filme
III. Desaparecimento de bolinhas de naftalina colocadas no armário para matar traças
IV. Obtenção de querosene a partir do petróleo
V. Corrosão de uma chapa de ferro

São exemplos de transformações químicas os processos:

a) I e IV X b) II e V c) II, IV e V d) I, IV e V

3.8 (Unisinos-RS) Um aluno, trabalhando no laboratório de sua escola, deixou cair uma certa quantidade de solução alcoólica de fenolftaleína sobre um balcão que estava sendo limpo com sapólio. O local onde caiu a fenolftaleína adquiriu, quase imediatamente, uma coloração violácea. Esse aluno, observando a mancha violácea, concluiu que:

a) o sapólio deve ser um meio ácido.
X b) o sapólio deve ser um meio alcalino.
c) o sapólio deve ser um meio neutro.
d) o sapólio tem caractetísticas de um sal.
e) a fenolftaleína removeu o sapólio do local.

3.9 Muitas vezes, todo o sangue que vemos jorrar em um filme de terror não passa de uma mistura de amoníaco e fenolftaleína conhecida por "sangue do diabo".

Essa mistura pode ser preparada adicionando-se 1 colher de sopa de água, 1 colher de café de um produto de limpeza que contenha amoníaco e cerca de 15 gotas de fenolftaleína. O ideal é colocar a mistura em um frasco *spray* (embalagem de desodorante de plástico vazia e limpa). Borrifando-se a mistura em um tecido branco, ele fica imediatamente manchado de vermelho, mas, aos poucos, a mancha começa a desaparecer até sumir por completo, pois, em condições ambientes, o amoníaco se decompõe em gás amônia e água.

Com base no que foi descrito e na sua resposta à questão 1 (página 48), responda:

a) O amoníaco é ácido, neutro ou básico?

b) Proponha uma explicação, com base no comportamento da fenolftaleína como indicador, para o fato de a mancha desaparecer do tecido após algum tempo.

c) Explique o que ocorreria se o tecido em questão fosse lavado com sabão sem antes ser lavado só com água.

3.10 (UPM-SP) Embora as picadas de vespas e de formigas provoquem dor e lesão, na picada de vespa é injetada uma substância básica, enquanto na picada de formiga é injetada uma substância ácida. Para amenizar o edema provocado por essas picadas e neutralizar o veneno, pode-se colocar, no local picado por cada um dos insetos, uma gase umedecida, respectivamente, com:

a) salmora e suco de limão.
X b) vinagre e amoníaco.
c) suco de laranja e salmora.
d) solução de bicarbonato de sódio e vinagre.
e) leite de magnésia e amoníaco.

3.11 Três copos de 100 mL contêm água pura (água destilada), solução de bicarbonato de sódio e solução de água com limão, respectivamente. Em cada copo foram colocados dois papéis de tornassol: o primeiro, vermelho, e o segundo, azul, imersos até a metade.

Os resultados dessas experiências são assinalados a seguir:

Papel tornassol	1º copo	2º copo	3º copo
vermelho	azul	vermelho	vermelho
azul	azul	azul	vermelho

Informação: o papel de tornassol muda de cor, de azul para vermelho, quando em contato com solução de um ácido, e de vermelho para azul quando em contato com solução de uma base (solução alcalina).

Considerando esse fato, assinale a opção correta:

a) 1º copo: bicarbonato de sódio; 2º copo: água com limão; 3º copo: água destilada.
b) 1º copo: água com limão; 2º copo: bicarbonato de sódio; 3º copo: água destilada.
c) 1º copo: água com limão; 2º copo: água destilada; 3º copo: bicarbonato de sódio.
d) 1º copo: bicarbonato de sódio; 2º copo: água destilada; 3º copo: água com limão.
X e) 1º copo: água destilada; 2º copo: bicarbonato de sódio; 3º copo: água com limão.

3.12 (Fuvest-SP) Verifica-se alteração na cor do chá-mate ao se adicionarem gotas de limão.

a) Como isso se explica?
b) Como retornar à cor original?

Conselho: não beba o chá ao fim da experiência.

3.13 (Unicamp-SP) Nos Jogos Olímpicos de Beijing houve uma preocupação em se evitar a ocorrência de chuvas durante a cerimônia de abertura. Utilizou-se o iodeto de prata no bombardeamento de nuvens nas vizinhanças da cidade para provocar chuva nesses locais e, assim, evitá-la no Estádio Olímpico. O iodeto de prata tem uma estrutura cristalina similar à do gelo, o que induz a formação de gelo e chuva sob condições específicas. Sobre a estratégia utilizada em Beijing, veiculou-se na imprensa que "o método não altera a composição da água da chuva". Responda se essa afirmação é correta ou não e justifique.

CAPÍTULO 4

Substâncias e misturas

Saiu na Mídia!

Rio quer reduzir emissão de gases de efeito estufa em 20% até 2020

"Rio de Janeiro – **O prefeito do Rio, Eduardo Paes, anunciou hoje (18) que até 2020 a capital fluminense vai reduzir em 2,3 milhões de toneladas as emissões de gases de efeito estufa, o equivalente a 20% das emissões do município em 2005**. A meta faz parte do Plano de Baixo Carbono do Rio de Janeiro, em uma parceria com o Banco Mundial. Paes aconselhou os municípios de todo o mundo a serem mais ousados e não esperar decisões dos governos nacionais para promoverem o desenvolvimento sustentável.

'Nossa meta é reduzir os gases de efeito estufa em 20% até 2020. Ainda temos uma redução de 12% a cumprir e é importante que essas iniciativas locais comecem a acontecer. Não podemos usar sempre a desculpa de que os chefes de Estado não chegaram a um consenso para não fazer nada.'

Paes criticou o fato de a cidade do Rio ter mantido, 20 anos depois de abrigar a Rio-92, o Lixão de Gramacho – fechado no início do mês – e metade de seu território sem saneamento básico. 'Não adianta ficar apontando o dedo para o presidente e culpá-lo pelo que não foi feito. Precisamos ser referência de sustentabilidade', declarou o prefeito.

[...] Entre as ações, o programa prevê os monitoramentos do programa de reflorestamento de 1300 hectares de áreas degradadas até 2016 e a expansão de ciclovias e dos programas de aluguel de bicicletas como forma alternativa de meio de transporte. Com aproximadamente 6 milhões de habitantes, a maior fonte de poluição do Rio vem das emissões de veículos motorizados que respondem por cerca de 45% das emissões totais da cidade.

Paes anunciou ainda que, por meio de um programa implementado em parceria com o Banco Nacional de Desenvolvimento Econômico e Social (BNDES), a cidade, que hoje recicla apenas 1% de todo o lixo que produz, deve alcançar o percentual de 25% de reciclagem de resíduos com a ajuda de separadores de lixo. [...]

O vice-presidente do Banco Mundial para a América Latina e o Caribe, Hasan Tuluy, informou que pretende expandir o programa para outras cidades da América Latina. 'A urbanização e as mudanças climáticas são as maiores urgências no mundo hoje. Em 2030, mais de 5 bilhões de pessoas vão viver em cidades. O momento de agir é agora e temos, com esse programa, uma grande chance de tornar as cidades mais limpas, mais eficientes e inclusivas socialmente', comentou Tuluy. [...]".

Disponível em: <www.folhadointerior.com.br/v2/page/noticiasdtl.asp?t=RIO+QUER+REDUZIR+EMISS%C3O+DE+GASES+DE+EFEITO+ESTUFA+EM+20%+AT%C9+2020&id=46996>. Acesso em: 20 jun. 2012.

Corbis/Latinstock

Chaminés industriais são uma grande fonte de emissão de gases.

Você sabe explicar?

O que são "gases de efeito estufa"?

Ao longo do tempo, foi-se observando que existem materiais cujas propriedades químicas e físicas variam para cada amostra, mesmo quando observadas em condições rigorosamente constantes de pressão e temperatura. Alguns exemplos desses materiais são o álcool hidratado, a gasolina, a madeira, o mármore, o minério de ferro e o ar atmosférico.

A densidade do álcool hidratado, por exemplo, varia de acordo com a porcentagem de água e de álcool etílico que constitui a mistura.

Outros materiais, porém, como a água destilada, o álcool etílico anidro (isento de água), o iodo, o ouro, o silício, o oxigênio, o gás carbônico e o metano, apresentam propriedades químicas e físicas constantes quando medidos nas mesmas condições de temperatura e pressão.

Por exemplo, a água destilada apresenta densidade constante e igual a 1,0 g/cm³ (a 3,98 °C e 1 atm), e o álcool etílico anidro apresenta densidade constante e igual a 0,816 g/cm³ (a 15,56 °C e 1 atm).

Por que isso acontece? É o que vamos ver a seguir.

O termo **água destilada** está relacionado ao processo de obtenção da água com elevado teor de pureza, a destilação. Estudaremos esse processo no capítulo 5 (página 75).
Na prática, não se caracteriza uma substância pela constância perfeita de suas propriedades físicas, como os pontos de fusão e de ebulição, mas pela observação de que as variações dos valores dessas propriedades são pouco significativas.

1 Substâncias

Um material qualquer pode ser considerado uma substância quando possui todas as suas propriedades definidas, determinadas e praticamente invariáveis nas mesmas condições de temperatura e pressão.

Assim, podemos dizer que cada substância é identificada por um conjunto de propriedades próprias. Não existem duas substâncias que tenham entre si todas as propriedades exatamente iguais.

Como exemplos de substância, podemos citar:

- água destilada
- álcool etílico anidro
- oxigênio
- gás carbônico
- cloreto de sódio
- mercúrio
- ferro

É muito raro encontrar uma substância isolada na natureza. Geralmente as substâncias são encontradas misturadas umas às outras.

Fotos: Fabio Colombini/Acervo do fotógrafo

A foto acima mostra a bauxita (minério de alumínio), e a foto à esquerda, o alumínio fundido, obtido da bauxita.

Gráficos de mudança de estado de agregação

Quando uma substância muda de estado de agregação sob pressão constante, a temperatura permanece a mesma até o final do processo.

Considere, por exemplo, a água no estado sólido sob pressão de 1 atm. Se a aquecermos lentamente, vamos notar que sua temperatura aumenta com o passar do tempo. Quando a temperatura atinge 0 °C (ponto de fusão da água sob 1 atm), inicia-se a mudança do estado sólido para o estado líquido. Enquanto toda a água não passar para o estado líquido, a temperatura não se modifica (todo o calor recebido é usado na mudança de estado). Temos então o **primeiro patamar**.

Patamar é o intervalo de tempo assinalado em um gráfico no qual a temperatura se mantém constante durante a mudança de estado de agregação.

Lembre-se de que, para cada substância, a temperatura de fusão é igual à temperatura de solidificação, e a temperatura de ebulição é igual à temperatura de condensação. O que vai definir uma mudança de estado ou outra é o fato de o sistema estar sendo aquecido ou resfriado.

Quando toda a água tiver passado para o estado líquido, a temperatura voltará a subir progressivamente até atingir 100 °C (que é o ponto de ebulição da água a 1 atm). A 100 °C coexistem os estados líquido e de vapor. Enquanto toda a água não passar para o estado de vapor, a temperatura não se modifica, o que dá origem ao **segundo patamar**, como mostra o gráfico 1.

Isso também ocorre no sentido inverso, ou seja, se partirmos da água no estado de vapor e a resfriarmos lentamente, a temperatura do vapor vai diminuindo com o passar do tempo.

Ao atingir a temperatura de 100 °C (ponto de condensação da água sob 1 atm), inicia-se a mudança do estado de vapor para o estado líquido, originando um **primeiro patamar**. Somente quando toda a água tiver passado para o estado líquido a temperatura voltará a baixar. A 0 °C a água começa a se solidificar, e a temperatura permanece constante até que toda a água tenha passado para o estado sólido, dando origem a um **segundo patamar**, como mostra o gráfico 2.

O gráfico da mudança da água do estado de vapor para o sólido apresenta um patamar na temperatura de 100 °C (condensação) e outro na temperatura de 0 °C (solidificação).

Gráfico do aquecimento da água

Temperatura/°C

1

100

0

sólida

sólida ⇋ líquida

temperatura constante

líquida

líquida ⇋ vapor

temperatura constante

vapor

início da fusão

fim da fusão

início da ebulição

fim da ebulição

Tempo/s

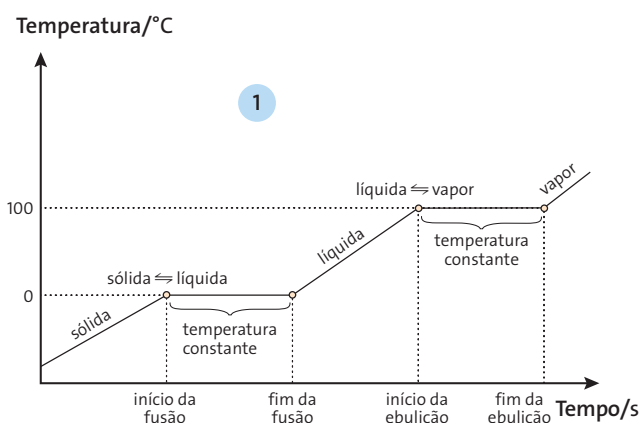
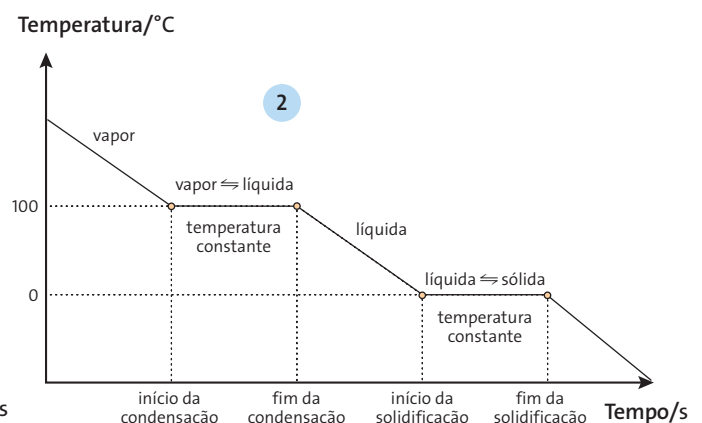



Gráfico do resfriamento da água

2 Misturas

Quando o material não possui todas as propriedades definidas e bem determinadas, ou quando as propriedades de um material variam mesmo com as condições de temperatura e pressão mantidas constantes, dizemos que esse material é uma mistura.

Como exemplos de mistura, podemos citar:

- aço (98,5% de ferro e 1,5% de carbono em massa);
- petróleo (várias substâncias, como metano, etano, eteno, propano, butano, pentano, hexano, isoctano, em porcentagens variadas);
- madeira (celulose, lignina, álcool pirolenhoso, água, ácido acético e outras substâncias em porcentagens variadas);
- granito (quartzo, mica e feldspato em proporções variadas);
- ar atmosférico (78% de gás nitrogênio, 20% de gás oxigênio, 1% de gás argônio, 1% de outros gases, em volume).

Gráficos de mudança de estado

O que caracteriza um material como mistura é o fato de suas propriedades não serem constantes. Quando uma mistura muda de estado de agregação, a **temperatura não permanece constante**, como ocorre com as substâncias; ela varia, resultando num gráfico de mudança de estado em função do tempo, **sem nenhum patamar**.

Por exemplo, aquecendo-se um recipiente com uma mistura de água e cloreto de sódio* na fase sólida, observamos que a temperatura vai aumentando com o passar do tempo. Quando o processo de fusão (em que coexistem as fases sólida e líquida) se inicia, a temperatura continua subindo (embora de modo mais lento). Isso também ocorre quando a mistura entra em ebulição (quando coexistem as fases líquida e de vapor).

O gráfico **1** mostra como varia a temperatura em função do tempo para o **aquecimento** de uma mistura comum, e o gráfico **2** mostra como varia a temperatura em função do tempo para o **resfriamento** também de uma mistura comum (como água e cloreto de sódio).

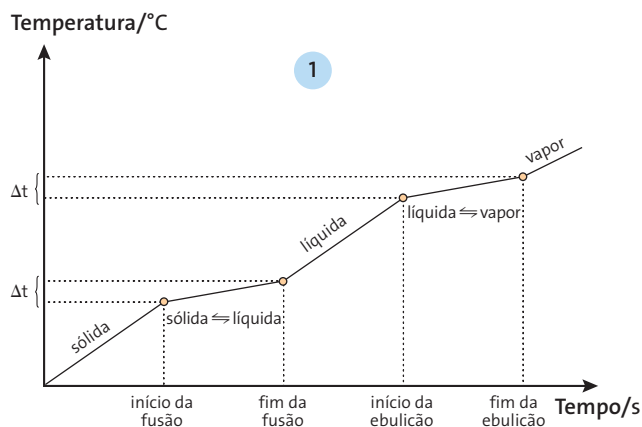
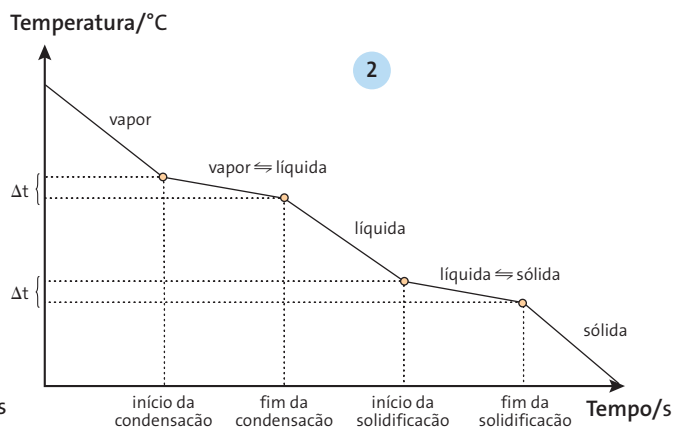
Note que a temperatura varia durante todo o tempo em que ocorrem as transformações de estado.

* O cloreto de sódio é o principal componente do sal de cozinha.

Os pontos de fusão e de ebulição de cada componente da mistura são diferentes, por exemplo, sob pressão de 1 atm:

- o ponto de fusão da água é 0 °C;
- o ponto de fusão do cloreto de sódio é 800,4 °C;
- o ponto de ebulição da água é igual a 100 °C;
- o ponto de ebulição do cloreto de sódio é 1413 °C.

Mas, se essas substâncias estão juntas formando uma mistura, elas interferem no comportamento uma da outra, e não ocorre a formação de patamares.

CURIOSIDADE

Misturas eutéticas e azeotrópicas

Para as substâncias, as temperaturas de fusão (ou solidificação) e ebulição (ou condensação) permanecem constantes durante toda a mudança de estado de agregação.

Para as misturas em geral, as temperaturas de fusão (ou solidificação) e ebulição (ou condensação) aumentam ou diminuem, respectivamente, conforme a mudança de estado se processa.

Existem, porém, algumas misturas bem específicas que possuem apenas um patamar na fusão/solidificação ou na ebulição/condensação. É o caso das misturas homogêneas eutéticas e das misturas homogêneas azeotrópicas, sobre as quais você vai ler a seguir.

• Misturas homogêneas eutéticas

São misturas com composição definida que possuem ponto de fusão (ou de solidificação) constante, mas ponto de ebulição (ou de condensação) variável com o tempo.

Por exemplo, uma liga metálica feita com 40% de cádmio e 60% de bismuto forma uma mistura eutética com ponto de fusão constante igual a 140 °C, a 1 atm.

Note que não é a mistura em qualquer proporção de cádmio e bismuto que forma mistura eutética, mas a mistura de exatamente 40% de cádmio e 60% de bismuto.

Isoladamente, temos:

- o ponto de fusão do cádmio é 320,9 °C;
- o ponto de fusãodo bismuto é 271,3 °C.

O gráfico da mudança de estado de agregação em função do tempo de uma mistura eutética tem um **único patamar, na fusão** ou **na solidificação**:

• Misturas homogêneas azeotrópicas

São misturas com composição definida que possuem ponto de ebulição (ou de condensação) constante, mas o ponto de fusão (ou de solidificação) variável com o tempo.

Por exemplo, a mistura com exatamente 96% de álcool etílico e 4% de água (% em volume) tem ponto de fusão variável e ponto de ebulição constante, igual a 78,2 °C. Essa mistura é vendida na farmácia como álcool hidratado 96 °GL (graus Gay-Lussac).

Isoladamente, temos:

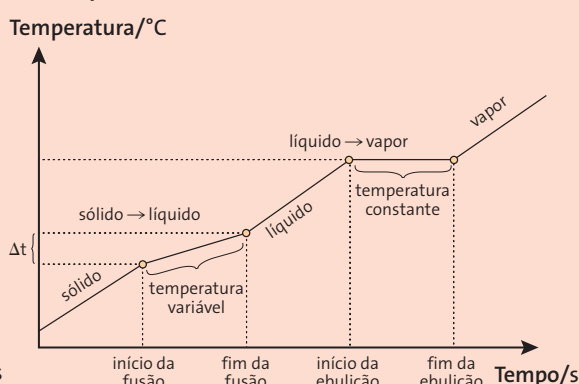
- o ponto de ebulição da água é 100 °C;
- o ponto de ebulição do álcool etílico é 78,4 °C.

O gráfico da mudança de estado de agregação em função do tempo de uma mistura azeotrópica apresenta um **único patamar, na ebulição ou na condensação**:

Gráfico de mudança de estado de uma mistura eutética

Gráfico de mudança de estado de uma mistura azeotrópica

O que são “gases de efeito estufa”?*

CONTEÚDO DIGITAL

Se a atmosfera terrestre fosse composta apenas de nitrogênio, oxigênio e argônio, toda a radiação infravermelha emitida pela Terra, depois de ser aquecida pelo calor proveniente do Sol, seria enviada diretamente para o espaço, e a temperatura média do planeta, que hoje é de cerca de 15 °C, seria em torno de –18 °C (33 °C menor). Isso significa que teríamos um planeta congelado e inabitável para a maioria das espécies conhecidas.

E por que isso não acontece? Justamente porque existem na atmosfera vapor de água e gases como o dióxido de carbono, o metano, o monóxido de nitrogênio e o ozônio, que, apesar de estarem presentes em quantidades ínfimas, são capazes de formar uma camada de proteção – como a de um vidro de uma estufa – que retém parte da radiação infravermelha emitida pela Terra (C), possibilitando a existência das mais variadas espécies de vida.

Além disso, essa camada de gases e de vapor de água reflete parte do calor emitido pelo Sol.

* O termo “gases de efeito estufa” é comumente utilizado pela mídia, mas o correto seria dizer “gases responsáveis pelo efeito estufa”.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Alex Argozino/Arquivo da editora

A: A radiação solar atravessa a atmosfera e aquece a superfície terrestre.
B: Uma parte dessa radiação solar é refletida pela superfície da Terra de volta ao espaço.
C: Outra parte da radiação solar refletida pela superfície da Terra não consegue deixar a atmosfera por causa da camada de gases de efeito estufa e é novamente refletida para a superfície da Terra.

A questão é que as atividades humanas, como a queima de combustíveis fósseis para a obtenção da energia que movimenta as indústrias e os meios de transporte, e a criação de rebanhos bovinos e caprinos para abate, têm liberado uma enorme quantidade de gases que potencializam o efeito estufa para a atmosfera (no caso, gás carbônico e gás metano, respectivamente). Com o efeito estufa potencializado, a temperatura média do planeta tende a aumentar e, com isso, o número de furacões, de tempestades, de enchentes e suas consequências devastadoras também tendem a crescer.

Além do gás carbônico e do metano, há outros gases, como o monóxido de dinitrogênio, que também contribuem para potencializar o efeito estufa natural.

O gado doméstico produz mais metano do que os animais selvagens. Uma vaca produz cerca de 50 L de metano por dia. O gado comercial e as ovelhas produzem no mundo cerca de 100 milhões de toneladas desse gás por ano.

CURIOSIDADE

CONTEÚDO DIGITAL

Os céticos do aquecimento global

"Não existe aquecimento global", diz representante da OMM (Organização Meteorológica Mundial) na América do Sul.

Com 40 anos de experiência em estudos do clima no planeta, o meteorologista da Universidade Federal de Alagoas, Luiz Carlos Molion, apresenta ao mundo o discurso inverso ao apresentado pela maioria dos climatologistas. Representante dos países da América do Sul na Comissão de Climatologia da OMM, Molion assegura que o homem e suas emissões na atmosfera são incapazes de causar um aquecimento global. Ele também diz que há manipulação dos dados da temperatura terrestre e garante: a Terra vai esfriar nos próximos 22 anos.

[...] Segundo ele, somente o Brasil, entre os países emergentes, dá importância à conferência da ONU. O meteorologista defende que a discussão deixou de ser científica para se tornar política e econômica, e que as potências mundiais estariam preocupadas em frear a evolução dos países em desenvolvimento.

Enquanto todos os países discutem formas de reduzir a emissão de gases na atmosfera para conter o aquecimento global, o senhor afirma que a Terra está esfriando. Por quê?

Molion: Essas variações não são cíclicas, mas são repetitivas. O certo é que quem comanda o clima global não é o gás carbônico. Pelo contrário! Ele é uma resposta. Isso já foi mostrado por vários experimentos. Se não é o gás carbônico, o que controla o clima? O Sol, que é a fonte principal de energia para todo o sistema climático. E há um período de noventa anos, aproximadamente, em que ele passa de atividade máxima para mínima. Registros de atividade solar, da época de Galileu, mostram que, por exemplo, o Sol esteve em baixa atividade em 1820, no final do século XIX e no início do século XX. Agora o Sol deve repetir esse pico, passando os próximos 22, 24 anos em baixa atividade. [...]

Se há tantos dados técnicos, por que essa discussão de aquecimento global? Os governos têm conhecimento disso ou eles também são enganados?

Molion: Essa é a grande dúvida. Na verdade, o aquecimento não é mais um assunto científico, embora alguns cientistas se engajem nisso. Ele passou a ser uma plataforma política e econômica. Da maneira como vejo, reduzir as emissões é reduzir a geração da energia elétrica, que é a base do desenvolvimento em qualquer lugar do mundo. Como existem países que têm a sua matriz calcada nos combustíveis fósseis, não há como diminuir a geração de energia elétrica sem reduzir a produção. [...]

Disponível em: <http://noticias.uol.com.br/ciencia/ultimas-noticias/redacao/2009/12/11/nao-existe-aquecimento-global-diz-representante-da-omm-na-america-do-sul.htm> Acesso em: 1º jun. 2012.

Assista à entrevista com o Dr. Luiz Carlos Molion em: <www.youtube.com/watch?v=SxgKjg-s4HA>. Acesso em: 20 fev. 2013.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. É comum, até mesmo entre os químicos, o uso das expressões "substância pura" e "substância impura". A esse respeito, analise as afirmações abaixo. A resposta é a soma dos números das alternativas corretas. Soma: 30

01. As expressões são corretas porque uma substância pode ser pura ou impura, dependendo de como variam suas propriedades.

X 02. É muito raro encontrar "substâncias puras" na natureza. Em geral, os materiais se apresentam na forma de misturas ou de "substâncias impuras".

X 04. A expressão "substância impura" refere-se a um material formado de duas ou mais substâncias (mistura), em que a principal delas aparece numa porcentagem muito superior ($>$ 90%) em relação à(s) outra(s).

X 08. A expressão "substância pura" é redundante porque, se um material não é formado de uma única substância, ele é classificado como mistura.

X 16. Somente as "substâncias puras" possuem todas as propriedades químicas, físicas e de grupo constantes e invariáveis.

2. (Ufes) Qual é a alternativa em que só aparecem misturas?

a) Grafite, leite, água oxigenada, fósforo vermelho.
b) Ferro, enxofre, mercúrio, ácido muriático (clorídrico).
c) Areia, açúcar, granito, metanol.
d) Vinagre, álcool absoluto, água do mar, gás amoníaco.
X e) Ar, granito, vinagre, água sanitária.

3 Fases de um material

A palavra *fase* vem do grego *phasis*, que significa 'aparência, aspecto visual'.

Se um material possui aparência uniforme e propriedades constantes em toda a sua extensão, ele é constituído de uma única fase. Já se a aparência de um material não é uniforme e suas propriedades variam quando medidas em pontos diferentes de sua extensão, ele possui mais de uma fase.

> Cada fase de um material é identificada pela aparência uniforme e pelas propriedades constantes em toda a sua extensão.

Iakov Filimonov/Shutterstock/Glow Images

A centrífuga comum, usada em laboratórios de química ou de análises clínicas, consta de uma série de suportes onde são colocados tubos de ensaio contendo a mistura para ser submetida a uma rotação acelerada para separar as fases de um material. A força centrífuga empurra a parte sólida para o fundo do tubo, enquanto a parte líquida fica sobre o sólido depositado.

Às vezes conseguimos distinguir as fases de um material a olho nu, mas outras vezes ficamos em dúvida: o sangue, o leite, o suco de laranja natural possuem só uma fase?

Para estabelecer um critério único que pudesse ser utilizado no mundo todo sem dar margem a dúvidas, os cientistas basearam essa classificação principalmente em dois aparelhos sofisticados: o ultramicroscópio e a ultracentrífuga.

A imagem **A** é de uma bolsa de sangue humano; na **B** temos o aspecto de um esfregaço* de sangue humano em uma lâmina de análise; na **C** é feita a observação do sangue humano em ultramicroscópio. Assim, podemos concluir que o sangue apresenta um aspecto desigual que não pode ser percebido a olho nu, mas é claramente visível ao ultramicroscópio, portanto é constituído de mais de uma fase.

*Esfregaço é uma camada uniforme (nem muito fina nem muito espessa) do material a ser analisado ao microscópio, como sangue disperso sobre uma lâmina de vidro.

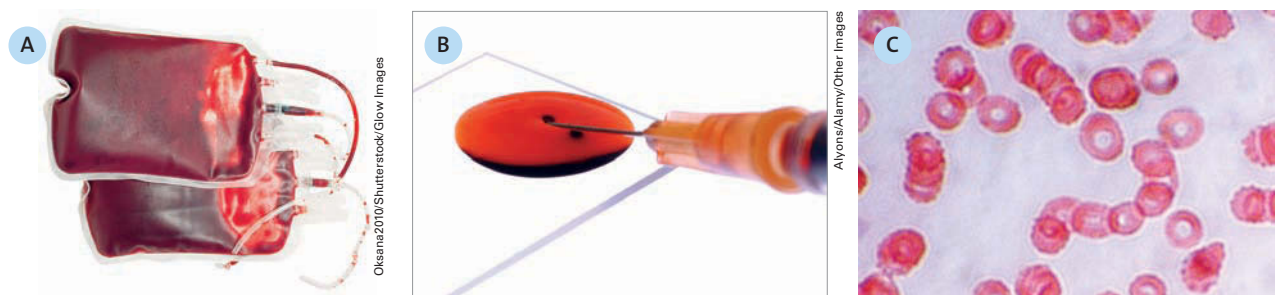
A

Oksana2010/Shutterstock/Glow Images

B

Alyons/Alamy/Other Images

C

Datacraft Co Ltd/Getty Images

A) Bolsa de sangue; B) Sangue disperso sobre uma lâmina de vidro; C) Observação do sangue ao microscópio.

Observação importante:

O número de componentes de um material que apresenta mais de uma fase é igual ao número de substâncias de que ele é formado, e não é necessariamente igual ao seu número de fases.

Observe, por exemplo, os sistemas a seguir:

1. Óleo + água + melado: três fases e três componentes.
2. Água (nas fases sólida e líquida) + areia (dióxido de silício): três fases e dois componentes.

Veja na tabela a seguir como são classificados os materiais em relação às características que apresentam.

Classificação dos materiais			
	Homogêneo – Solução	**Heterogêneo – Dispersão grosseira**	**Heterogêneo – Dispersão coloidal**
Número de fases	Possui uma única fase (monofásico).	Possui mais de uma fase (bifásico, trifásico, etc.).	Possui mais de uma fase.
Aspecto visual	Uniforme, mesmo em um ultramicroscópio.	As fases podem ser observadas a olho nu ou em um microscópio comum.	As fases podem ser observadas apenas em um ultramicroscópio.
Propriedades físicas	Constantes em toda sua extensão.	Não são constantes, dependem da proporção da mistura.	Não são constantes, dependem da proporção da mistura.
Diâmetro das partículas do soluto	Inferior a 1 nanômetro (ou a 10^{-9} m).	Igual ou superior a 100 nanômetros (ou a 10^{-7} m).	Varia entre 1 nm e 100 nm (ou entre 10^{-9} m e 10^{-7} m).
Separação dos componentes	Não podem ser separados nem por uma ultracentrífuga.	Podem ser separados pela ação da gravidade ou por uma centrífuga comum.	Só podem ser separados por uma ultracentrífuga.
Estado de agregação	Pode ser sólido, líquido ou gasoso.	Pode ser sólido, líquido ou gasoso.	Pode ser sólido, líquido ou gasoso.
Exemplos	Zinco + cobre; Água + álcool etílico Nitrogênio + oxigênio	Qualquer substância mudando de estado de agregação. Água + areia	Sangue, maionese, *spray* desodorante, gelatina.

Questões

3. (UFMG) Com relação ao número de fases, os sistemas podem ser classificados como homogêneos ou heterogêneos. As alternativas correlacionam adequadamente o sistema e sua classificação, exceto:

a) Água de coco/heterogêneo.
b) Laranjada/heterogêneo.
X c) Leite/homogêneo.
d) Poeira no ar/heterogêneo.
e) Água do mar filtrada/homogêneo.

4. (Vunesp-SP) O rótulo de uma garrafa de água mineral está reproduzido a seguir:

Composição química provável	
Sulfato de cálcio	0,0038 mg/L
Bicarbonato de cálcio	0,0167 mg/L

Com base nessas informações, podemos classificar a água mineral como:

a) substância pura.
b) substância simples.
c) mistura heterogênea.
X d) mistura homogênea.
e) suspensão coloidal.

5. (PUCC-SP) Uma liga de prata e mercúrio é aquecida com a finalidade de separar os componentes. Considerando a liga uma mistura homogênea, quantas fases existem no sistema, à temperatura de 356,7 °C?

Dados:

Componentes	Ponto de fusão/°C	Ponto de ebulição/°C
Hg	–38,9	356,7
Ag	960,5	2100

a) 1 b) 2 X c) 3 d) 4 e) 5

6. Considere as afirmações a seguir sobre misturas:

I. Os gases de qualquer densidade sempre formam misturas homogêneas.
II. Água e sal de cozinha formam misturas homogêneas em qualquer proporção.
III. O álcool hidratado é uma mistura homogênea.

Pode-se dizer que é(são) correta(s) a(s) afirmação(ões):

a) I e III. b) I e II. c) II e III. d) I. X e) III.

7. (Fameca-SP) Em um sistema fechado que contém água líquida, cloreto de sódio dissolvido, cloreto de sódio não dissolvido, 2 cubos de gelo e os gases nitrogênio e oxigênio não dissolvidos na água líquida existem:

X a) 4 fases e 4 componentes.
b) 3 fases e 3 componentes.
c) 4 fases e 3 componentes.
d) 3 fases e 4 componentes.
e) 2 fases e 5 componentes.

Exercícios de revisão

4.1 (EEM-SP) "Uma única substância (substância pura) sempre constituirá um sistema monofásico." Justifique se a afirmação é sempre correta.

4.2 (Unicap-PE) As seguintes afirmativas referem-se a substâncias e a misturas. Assinale a coluna I para correto e a coluna II para errado. Resposta: 0-coluna II; 1-coluna I; 2-coluna I; 3-coluna II e 4-coluna I.

I – II
0 – 0 A água do mar é uma substância.
1 – 1 O bronze (liga de cobre e estanho) é uma mistura.
2 – 2 O etanol é uma substância.
3 – 3 O oxigênio é uma mistura.
4 – 4 O ar é, praticamente, uma mistura de oxigênio e nitrogênio.

4.3 (UPM-SP) Um sistema constituído por três cubos de gelo e água líquida é:
a) monofásico.
b) tetrafásico.
c) pentafásico.
X d) bifásico.
e) trifásico.

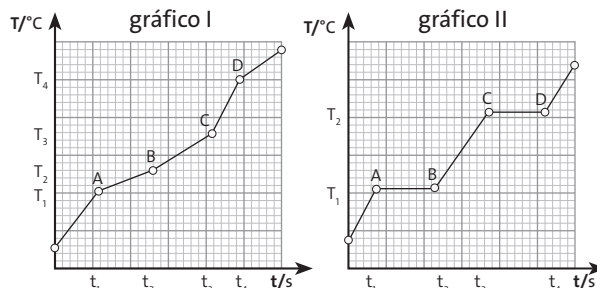
4.4 (Unisinos-RS) Considere os sistemas abaixo.

Sistemas	Componentes
I	Água e óleo
II	Areia e álcool
III	Água e sal de cozinha
IV	Água e álcool
V	Gás carbônico e oxigênio

Assinale a alternativa que apresenta apenas sistemas homogêneos.
a) Somente I e III.
b) Somente I e II.
c) Somente III e V.
d) Somente I, III e IV.
X e) Somente III, IV e V.

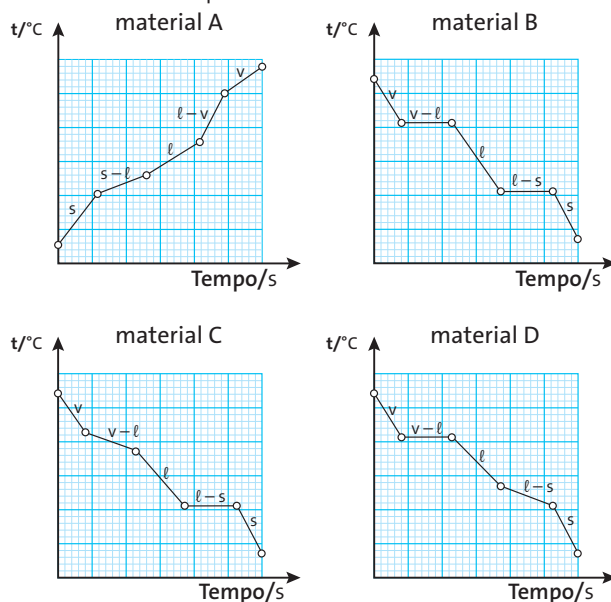
4.5 (UFPI) Adicionando-se excesso de água à mistura formada por sal de cozinha, areia e açúcar, obtém-se um sistema:
a) homogêneo, monofásico.
b) homogêneo, bifásico.
c) heterogêneo, monofásico.
X d) heterogêneo, bifásico.
e) heterogêneo, trifásico.

4.6 (UPM-SP) É característica de substância pura:
a) ser solúvel em água.
X b) ter constantes físicas definidas.
c) ter ponto de fusão e ponto de ebulição variáveis.
d) sofrer combustão.
e) ser sólida à temperatura ambiente.

4.7 (UFG-GO) Os gráficos I e II esquematizados a seguir representam a variação de temperatura de dois sistemas distintos em função do tempo de aquecimento, mostrando as temperaturas em que ocorrem as transições de fases.

Soma: 54

Pela análise desses gráficos, é correto afirmar:
01. Para temperaturas inferiores a T1, podem coexistir duas fases em ambos os sistemas.
X 02. No sistema II existe uma fase sólida, no ponto A, à temperatura T1, enquanto no ponto B existe uma fase líquida à mesma temperatura.
X 04. No sistema II só ocorrem duas fases às temperaturas T1 e T2.
08. Representam as transições de fases que podem ocorrer em sistemas que contêm duas substâncias pelo menos.
X 16. No ponto B, no ponto C e entre ambos, no sistema II, existe uma única fase líquida.
X 32. Acima do ponto D há uma única fase de vapor em aquecimento, em ambos os sistemas.

4.8 Os gráficos a seguir indicam a variação da temperatura em função do tempo para a mudança de estado de agregação dos materiais A, B, C e D.
Indique se esses materiais são substâncias, misturas comuns, misturas eutéticas ou misturas azeotrópicas e se está ocorrendo aquecimento ou resfriamento.

CAPÍTULO 5

Separação de misturas

Saiu na Mídia!

Estiagem afeta abastecimento de água em cidades do Paraná

"A falta de chuva e o aumento de temperatura voltam a afetar o Paraná e a exigir que a população reduza o consumo de água tratada. **A estiagem prolongada afeta os mananciais e reduz o volume de água a ser captada nos rios e poços**. A Sanepar (Companhia de Saneamento do Paraná) recomenda que os paranaenses façam uso racional da água, restringindo o consumo para a alimentação e higiene, e adiando atividades como limpeza da casa, lavagem de roupas, calçadas e veículos.

Na região de Apucarana, a Sanepar colocou em "estado de alerta" os mananciais (rios e poços) que atendem os moradores de Califórnia e Rosário do Ivaí. Em Jardim Alegre, o sistema de abastecimento está em "estado crítico". Permanecem em "estado de atenção" os mananciais responsáveis pelo fornecimento de água para Apucarana, Jandaia do Sul, Rio Branco do Ivaí, Marilândia do Sul e Mauá da Serra.

Com o aumento do calor, as pessoas estão consumindo mais água tratada. Esse excesso de consumo provoca deficiência no sistema de distribuição, e há dificuldade para atender as partes mais altas de cidades como Apucarana, Califórnia, Faxinal, Grandes Rios e Campineiros do Sul. Esta também é a situação de Arapongas, Primeiro de Maio, Rolândia e Siqueira Campos.

Em Assaí, falta água para as regiões mais altas, nos horários de pico. Com manobras operacionais, os técnicos tentam, diariamente, minimizar o impacto. Em Santo Antônio da Platina, o nível do Ribeirão das Bicas caiu 2 metros. Nas partes altas e pontas de rede, o desabastecimento é frequente. Quando solicitados, caminhões-pipa atendem escolas, delegacias, casas de detenção e hospitais."

Adaptado de: <http://deolhonotempo.com.br/site/estiagem-afeta-abastecimento-de-agua-em-cidades-do-parana/>. Acesso em: 7 jun. 2012.

Dirceu Portugal/Agência Estado

Plantação de milho atingida pela estiagem na região centro-oeste do Paraná. Foto de 7 jan. 2012.

Você sabe explicar?

Por quais processos a água captada dos mananciais passa até chegar à nossa casa?

Você recicla seu lixo? Sabe como funciona uma usina de reciclagem? Já parou para pensar em todos os processos realizados para que você receba água potável em sua casa? Já ouviu falar sobre como se obtêm os derivados do petróleo (gasolina, óleo *diesel* e querosene)? E sabe como os hospitais conseguem oxigênio em caso de emergência?

Os processos de separação de misturas nos fornecem a resposta para todas essas perguntas e são caracterizados por procedimentos básicos e importantes feitos rotineiramente em laboratórios químicos para controle de matérias-primas e para análise e obtenção de substâncias.

Esses processos também são utilizados em diversos ramos industriais, como no refinamento de petróleo, no processamento de ar atmosférico e de minérios, e em prestações de serviços, como no tratamento do lixo e da água de que tanto necessitamos.

Vamos conhecer alguns desses processos agora?

Scott Olson/Getty Images

Metais sendo levados do pátio para o processamento.

1 Reciclagem do lixo

Todo resíduo proveniente das atividades humanas ou naturais, gerado nos centros urbanos, é considerado lixo. Conforme sua origem – domiciliar, industrial, hospitalar, agrícola –, o lixo deve ser reciclado ou encaminhado para um tratamento ou disposição final adequada.

O lixo domiciliar – de residências, bares, lanchonetes, restaurantes, repartições públicas, lojas, supermercados, feiras e comércio – contém basicamente sobras de alimentos, embalagens plásticas, papéis, papelões, metais, vidros, trapos, etc. Esse lixo é o que apresenta potencial de reciclagem, ou seja, **capacidade de voltar ao ciclo de produção do qual foi descartado**. Entretanto, a maior parte dele ainda é encaminhada para aterros sanitários ou até mesmo para lixões a céu aberto.

Isso ocorre porque é muito oneroso manter uma usina de reciclagem que faça a separação seletiva dos componentes do lixo. Como economicamente não vale a pena separar o lixo, a maior parte dele acaba sendo depositada em aterros ou lixões. Esse quadro poderia mudar se todos nós adquiríssemos o hábito de descartar o lixo já separado para a reciclagem. Estima-se que atualmente sejam produzidos no Brasil cerca de 240 mil toneladas de lixo por dia. Apenas 2% desse lixo é reciclado. Na Europa e nos Estados Unidos, 40% do lixo produzido é reciclado.

Além de reduzir a quantidade de resíduos a ser tratada, a reciclagem ameniza problemas ambientais graves, pois diminui a necessidade de extração de matéria-prima, o que reduz a poluição atmosférica e das águas, além de economizar energia. Outra vantagem da reciclagem do ponto de vista ambiental é que no Brasil a geração de energia implica manejo do meio ambiente, como a derrubada de árvores para represar grandes áreas e construir hidrelétricas.

A coleta seletiva de lixo é uma das etapas do processo de reciclagem, pois permite a separação de materiais recicláveis (papéis, vidros, latas e plásticos) do lixo orgânico. Essa separação de materiais, em Química, é denominada **catação**. A separação ou catação do lixo pode ser feita em casa, na escola ou, algumas vezes, na própria usina de processamento de lixo em alguns centros urbanos.

Um lixão é uma área de disposição final de resíduos sólidos em que não há nenhuma preparação anterior do solo ou sistema de tratamento para o chorume (líquido preto que escorre do lixo). Este penetra pela terra levando substâncias contaminantes para o solo e para o lençol freático. Algumas pessoas vivem em lixões, criando porcos que se alimentam de comida que encontram no lixo, e assim ficam sujeitas a todo tipo de doenças.

Catação: É um método rudimentar de separação de misturas que se baseia na diferença de tamanho e de aspecto das partículas de uma mistura de sólidos granulados. Nele a separação dos componentes da mistura é feita com as mãos ou com o auxílio de uma pinça. Na mistura de feijão e impurezas, utiliza-se a catação para separá-los.

Os equipamentos e as operações envolvidos na separação do lixo em uma usina serão apresentados a seguir.

Tratamento físico do lixo

Materiais inertes são aqueles que não reagem entre si e não reagem em condições ambientais com os componentes da água e do ar atmosférico.

A separação dos **materiais inertes** (plásticos, metais, vidros, papel, papelão e outros, que serão encaminhados para a reciclagem) da matéria orgânica aproveitável (que será encaminhada para a compostagem) e dos rejeitos (que serão encaminhados para o aterro sanitário) é feita por meio de equipamentos eletromecânicos.

A. Demotes/Photononstop/Latinstock

Peneiração (ou tamisação)

Nilton Cardin/Folhapress

A primeira etapa de processamento do lixo consiste em separar o lixo orgânico (que será enviado à compostagem) do lixo reaproveitável (vidros, latas, papelão, plástico), que é enviado à reciclagem.

A peneiração é um processo por meio do qual se separam misturas de sólidos granulados com partículas de tamanhos diferentes (como areia fina e pedriscos). A mistura é colocada sobre uma peneira e submetida à agitação. A areia fina atravessa a malha e é recolhida. Os pedriscos ficam presos sobre a peneira.

As instalações de tratamento físico do lixo apresentam os seguintes módulos: balança, fosso de recepção, esteiras, transportadores, esteiras de catação manual, trituração, **peneiração** e pátio de compostagem.

Inicialmente o lixo é pesado e enviado a uma esteira, onde passa por um processo de catação manual, que separa os materiais inertes.

Em seguida, o lixo passa por um eletroímã ou por uma bobina imantada para a separação dos materiais metálicos (com propriedades magnéticas) por atração. O material orgânico segue para a compostagem. Então os metais são levados para longe da ação do campo magnético por outra esteira e caem em uma saída do separador.

Reciclagem de papel e de papelão

Em 2009, 46% do papel que circulou no Brasil retornou à produção por meio da reciclagem. Nesse ano, o consumo aparente de papel no país foi de 8,5 milhões de toneladas, e a quantidade de aparas recicladas foi de 3,9 milhões de toneladas*.

Essa reciclagem do papel diminuiu a poluição do ar em cerca de 73%, e das águas, em cerca de 44%. A economia de energia atingiu 71%.

Para fazer uma tonelada de papel, a indústria derruba vinte eucaliptos, que demoram sete anos para crescer. Um estudo realizado pelo Midwest Research Institute, dos Estados Unidos, mostrou que a reciclagem do papel poderia reduzir em até 100% a necessidade de matéria-prima virgem, ou seja, o papel poderia ser novamente produzido sem que nenhuma árvore precisasse ser derrubada.

A reciclagem de papel e de papelão também apresenta restrições:

- São recicláveis: jornais, revistas, folhas de caderno, formulários de computador, caixas e papelões em geral, papéis brancos, aparas de papel, fotocópias, cartazes velhos e folhas de papel toalha molhadas de água.
- Não são recicláveis: etiquetas adesivas, papel-carbono, fitas-crepe, papel higiênico usado, guardanapos usados, folhas de papel toalha sujas de alimento, papéis de fax, papéis metalizados e papéis parafinados.

* Veja detalhes sobre a reciclagem de papel em todo o Brasil no *site* <www.bracelpa.org.br/bra/releases_bracelpa/mapa-setor 2010.pdf>. Acesso em: 7 fev. 2013.

Há vários fatores que interferem no tempo de decomposição dos materiais que vão para o lixo: o tipo específico do material (tipo de plástico, de vidro ou de papel, por exemplo), o lugar em que foi descartado (solo, mar, rio, aterro sanitário, lixão), as condições do lugar (presença ou ausência de oxigênio, exposição ou não ao sol, à chuva, ao contato com outros materiais, etc.). Por exemplo, em condições ideais, uma folha de jornal leva de duas a seis semanas para se decompor. Nos Estados Unidos, porém, já foram encontrados, em aterros, jornais da década de 1950 ainda em condições de serem lidos.

Reciclagem de metais

O alumínio é o maior alvo da reciclagem de metais, já que é possível reduzir o consumo de matéria-prima virgem em cerca de 90%. Em 2010, aproximadamente 98% da produção nacional de latas de alumínio foi reciclada**. A fabricação de latinhas recicladas polui 86% menos ar e 76% menos água, garantindo uma economia de energia de 95%.

A energia gasta para reciclar uma tonelada de latas equivale a apenas 5% da necessária para produzir a mesma quantidade de alumínio a partir da bauxita (minério utilizado na produção do alumínio). Sem contar que, para obter uma tonelada de alumínio, a indústria metalúrgica retira da natureza quatro toneladas de bauxita.

- Outros metais que podem ser reciclados: lata de folha de flandres (latas de aço), sucata de ferro e cobre.
- Não são recicláveis: clipes, esponja de aço e grampos.

A reciclagem das latas de aço também possui um bom mercado.

Em 2007, foram produzidos 30,9 milhões de toneladas de aço. Cerca de 8,7 milhões de toneladas de sucata foram utilizados para a produção desse aço (28,2%), o que significa 49% das latas de aço consumidas no país no período.

As latas de aço são feitas de folhas de flandres. Suas principais características são a resistência, a inviolabilidade e a opacidade. São compostas de ferro e de uma pequena parte de estanho (0,20%) e crômio (0,007%) – materiais que protegem contra a ferrugem e evitam por mais de dois anos a decomposição de alimentos.

** Informação disponível em: <www.cempre.org.br/ft_latas.php>. Acesso em: 20 jun. 2012.

Matt Rainey/Corbis/Latinstock

Cada latinha reciclada representa economia de eletricidade suficiente para manter um aparelho de TV ligado durante três horas.

Reciclagem do vidro

O Brasil produz, em média, 980 mil toneladas de vidro por ano. A indústria brasileira utiliza cerca de 47% de matéria-prima reciclada na forma de cacos (dados do *site* <http://ambiente.hsw.uol.com.br/reciclagem-vidro1.htm>. Acesso em: 7 fev. 2013.). Parte desses cacos de vidro foi gerada como refugo nas fábricas, e parte é fruto da coleta seletiva.

A reciclagem do vidro tem reduzido a extração de matéria-prima (areia) da natureza em até 55%, diminuindo a emissão de poluentes em 6% e o consumo de energia em 32%.

Porém, nem todos os vidros são adequados à reciclagem.

- São recicláveis: garrafas em geral, copos e recipientes de vidro para alimentos.
- Não são recicláveis: espelho, vidro plano, vidro de lâmpada, cerâmica, porcelana e tubo de televisor. Em geral, não podem ser reciclados os vidros que se encontram misturados a outros materiais, como os espelhos e certos tipos de lâmpadas que possuem uma película metálica cuja separação (ainda) é economicamente inviável.

Para cada garrafa de vidro reciclada há uma economia de energia equivalente a uma lâmpada de 100 W ligada por quatro horas. O vidro corresponde a cerca de 3% dos resíduos urbanos do lixo.

Reciclagem de plásticos

Em 2010, foram reciclados no Brasil 953 mil toneladas de plásticos (sendo 606 mil toneladas de plásticos pós-consumo e o restante de plásticos industriais), representando um crescimento de 2,5% em relação a 2009. (Informações disponíveis em: <www.ppe.ufrj.br/ppe/production/tesis/maria_deoliveira.pdf>. Acesso em: 23 ago. 2012.)

Imaginechina/Corbis/Latinstock

Catador de rua levando embalagens plásticas para a reciclagem.

- Os plásticos que podem ser reciclados são: copo de plástico, vasilha plástica, embalagem de refrigerante (PET), embalagem de material de limpeza, embalagem de margarina, canos e tubos.
- Não são recicláveis: cabo de panela, tomada, embalagem de biscoito (constituídas de uma mistura de papel e plásticos metalizados).

O maior mercado de reciclagem no Brasil é o da **reciclagem primária**, que se baseia na regeneração de um único tipo de plástico separadamente. Esse mercado absorve 5% do plástico consumido no país e, em geral, é associado à produção industrial pré-consumo, ou seja, ao reaproveitamento das aparas produzidas na própria indústria durante a fabricação de um produto.

Um mercado crescente é o da **reciclagem secundária**, que consiste no processamento de plásticos, misturados ou não, entre os mais de quarenta existentes no mercado.

Novas tecnologias já estão disponíveis para possibilitar o uso simultâneo de diferentes resíduos plásticos, sem que haja incompatibilidade entre eles e a consequente perda de resistência e qualidade. A chamada “madeira plástica”, feita com a mistura de vários plásticos reciclados, é um exemplo.

Já a **reciclagem terciária**, que consiste na aplicação de processos químicos para recuperar os plásticos do lixo, fazendo-os voltar ao estágio químico inicial, ainda não é feita no Brasil.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Enem) Com o uso intensivo do computador como ferramenta de escritório, previu-se o declínio acentuado do uso de papel para escrita. No entanto, essa previsão não se confirmou, e o consumo de papel ainda é muito grande. O papel é produzido a partir de material vegetal e, por conta disso, enormes extensões de florestas já foram extintas, uma parte sendo substituída por reflorestamentos homogêneos de uma só espécie (no Brasil, principalmente eucalipto). Para evitar que novas áreas de florestas nativas, principalmente as tropicais, sejam destruídas para suprir a produção crescente de papel, foram propostas as seguintes ações:

I. Aumentar a reciclagem de papel, através da coleta seletiva e processamento em usinas.

II. Reduzir as tarifas de importação de papel.

III. Diminuir os impostos para produtos que usem papel reciclado.

Para um meio ambiente global mais saudável, apenas

a) a proposta I é adequada.
b) a proposta II é adequada.
c) a proposta III é adequada.
d) as propostas I e II são adequadas.
x e) as propostas I e III são adequadas.

2. (PUC-RS) Estabeleça a correta associação entre as colunas A e B.

Coluna A
1. vidro – mais de 1000 anos
2. lata de alumínio – mais de 1000 anos
3. matéria orgânica doméstica – 2 a 12 meses
4. material orgânico em lixo hospitalar – 2 a 12 meses

Coluna B
(///) aterro sanitário
(///) incineração
(///) reciclagem
(///) reutilização

Efetuando a correta associação entre os materiais e o melhor tratamento a ser dado a eles, obtém-se, de cima para baixo, a sequência:

a) 1 – 2 – 3 – 4
b) 2 – 4 – 3 – 1
x c) 3 – 4 – 2 – 1
d) 4 – 3 – 1 – 2

3. Lixões são formados pela disposição de lixo a céu aberto, sem impermeabilização do terreno nem controle posterior. Faça uma pesquisa na internet sobre a situação da disposição final do lixo no Brasil, a quantidade de lixões existentes e a relação das pessoas com esses lixões e depois escreva um texto de pelo menos 15 linhas discutindo o problema. Proponha algumas medidas por parte da sociedade e do governo que poderiam começar a mudar essa situação.

2 Tratamento de água

Vimos que nos últimos 500 milhões de anos o volume de água do planeta, estimado em $\simeq$1,4 bilhão de km^3, pode ser considerado constante. Mas então por que se fala tanto que a água é um recurso escasso?

Na verdade a escassez é de água potável, ou seja, de água disponível para consumo humano. O planeta tem muita água salgada (96,11%) e pouca água doce, presa em geleiras, lagos e rios e no subsolo (2,75%).

Calcula-se que a cada 1000 L de água existentes no planeta, apenas 6,15 L estejam potencialmente disponíveis para uso humano.

A agricultura utiliza 69% da água doce disponível. A indústria utiliza 23%. Apenas 8% da água disponível é destinada ao suprimento doméstico: água para beber, cozinhar alimentos, para higiene pessoal, higiene da casa, etc., o que significa menos de 0,5 L a cada 1 000 L.

E se considerarmos a poluição e a degradação crescente das fontes de água doce, superficiais e subterrâneas, a quantidade disponível desse importante recurso natural se torna ainda menor.

Só nos últimos quinze anos a oferta de água limpa disponível por habitante diminuiu aproximadamente 40%.

Para atender à demanda crescente de alimentos, em razão do crescimento populacional, a ONU acredita que nos próximos anos o uso de água na agricultura aumente. Se isso ocorrer, a oferta de água para suprimento doméstico deverá diminuir ainda mais.

E a água do mar?

O problema da água do mar – além da crescente poluição – é a grande quantidade de sais dissolvidos, principalmente cloreto de sódio, algo em torno de 35 g de sal a cada kg de água. O ser humano pode ingerir água com no máximo 5 g de sal por kg de água (os oceanos apresentam uma quantidade 7 vezes maior). Se uma pessoa beber apenas água do mar, ela morrerá, porque o organismo não tem meios para eliminar todo o sal ingerido.
A água do mar também não pode ser usada na agricultura ou na indústria, pois o excesso de sal mataria as plantações, deterioraria maquinários, entupiria válvulas e explodiria caldeiras.
Assim, para poder utilizar a água do mar, é necessário primeiro retirar-lhe o sal. Isso é perfeitamente possível, mas custa caro porque requer um gasto de energia – outro recurso escasso – muito grande. Além disso, a dessalinização só poderia abastecer regiões secas que ficam próximas ao litoral. Levar a água dessalinizada para cidades distantes do mar ou situadas em montanhas tornaria seu preço proibitivo.

Estima-se que, no máximo em vinte anos, deverá ocorrer uma crise de disponibilidade de água.

O Brasil possui 12% da água doce disponível no mundo, mas:

- 9,6% encontra-se na região amazônica (o que equivale a 80% da água doce disponível no país) e atende a 5% da população;
- 2,4% encontra-se distribuída no resto do país (o que equivale a 20% da água doce do Brasil) e atende a 95% da população.

Esse fato, aliado ao descaso das autoridades, faz que 50% da população brasileira não tenha acesso a água tratada.

Um dos problemas mais sérios causados por essa situação é a poluição biológica, que ocorre por causa da presença de microrganismos patogênicos, especialmente na água doce. Várias doenças como a cólera, a febre tifoide, a diarreia e a hepatite A são transmitidas pela água.

O tratamento e a desinfecção da água destinada ao abastecimento público, bem como a coleta e o tratamento do esgoto, são medidas responsáveis pelo aumento da expectativa de vida da população moderna. Mas, considerando que 4 bilhões de pessoas em todo o mundo ainda não têm acesso a água potável tratada, e que quase 3 bilhões de pessoas vivem em áreas sem coleta ou tratamento do esgoto, fica claro o motivo da ocorrência: 250 milhões de casos de doenças transmitidos pela água por ano, sendo que 10 milhões resultam em mortes (50% de crianças).

Só no Brasil estima-se que de 80% a 90% das internações hospitalares ocorrem por causa de doenças transmitidas pela água.

Uma esperança para melhorar essa situação é a utilização racional do aquífero Guarani, considerado a maior reserva de água doce e potável do mundo, que fica a 2 mil metros de profundidade.

O aquífero Guarani localiza-se no centro-leste do continente sul-americano, abrangendo uma área próxima de 1,2 milhão de km^2, que se estende por quatro países: Brasil, 840 mil km^2; Argentina, 225 mil km^2; Paraguai, 71,7 mil km^2; e Uruguai, 58,5 mil km^2. No Brasil, estende-se por oito estados: Mato Grosso do Sul, 213,2 mil km^2; Rio Grande do Sul, 157,6 mil km^2; São Paulo, 155,8 mil km^2; Paraná, 131,3 mil km^2; Goiás, 55 mil km^2; Minas Gerais, 51,3 mil km^2; Santa Catarina, 49,2 mil km^2; e Mato Grosso, 26,2 mil km^2.

Infelizmente, já há indícios da construção de mais de 2 mil poços clandestinos para extração das águas do aquífero, além de poluição e de contaminação. Se essa situação não for controlada rapidamente, seu uso futuro estará comprometido.

Adaptado de: *Atlas nacional do Brasil*. IBGE: Rio de Janeiro, 2010.

Por quais processos a água captada dos mananciais passa até chegar à nossa casa?

O tratamento de água destinada a consumo humano é feito em Estações de Tratamento de Água (ETA).

A água captada pelas ETA para tratamento e posterior distribuição provém de rios, represas, lagos ou do subsolo.

Para que a água possa ser distribuída por toda a cidade, são construídas canalizações feitas com tubos de grande diâmetro, denominadas adutoras, que podem ter dezenas de quilômetros de comprimento.

A quantidade de água de um rio ou de uma represa depende da quantidade de chuva na região e, portanto, da estação climática. Durante um período de estiagem, o nível de água costuma baixar muito. Quando isso ocorre, normalmente falta água na cidade. Por isso, é necessário armazenar a água durante os períodos de chuva, para que ela não venha a faltar na época da estiagem. Isso é feito em reservatórios próprios ou, algumas vezes, em barragens e açudes.

As cidades que se localizam em regiões distantes de rios ou lagos precisam utilizar a água do subsolo. Essa água provém da chuva que penetra no chão e que vai se infiltrando pela areia, pelas fendas e pelos poros das rochas. Com o tempo, a água alcança uma camada de rocha ou de outro material impermeável, e o solo fica saturado de água; forma-se, assim, a chamada camada aquífera.

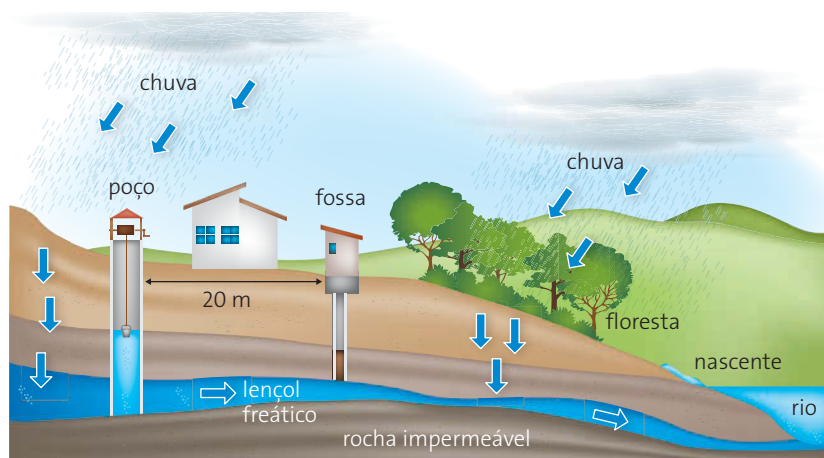
Escavando-se poços que cheguem abaixo do limite superior da camada aquífera, pode-se bombear a água até a superfície (veja esquema abaixo).

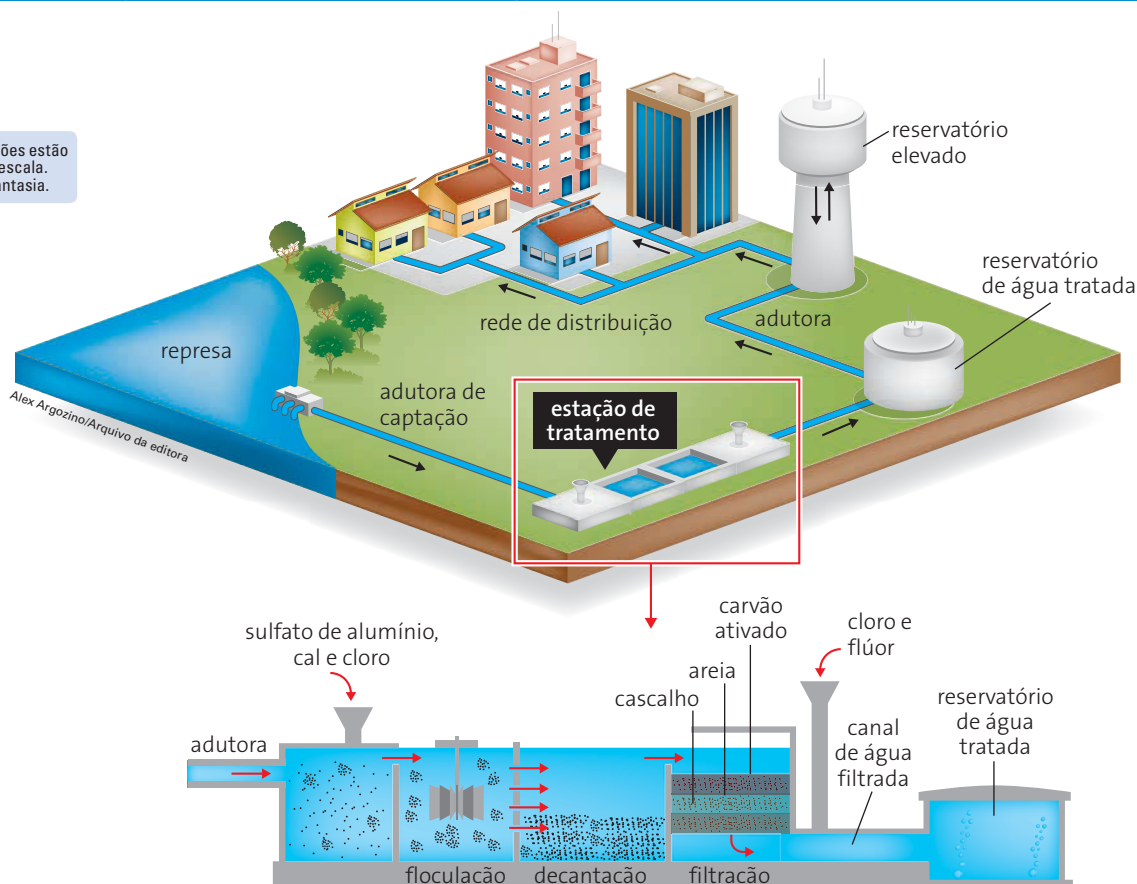
Tanto a água proveniente de rios, lagos e represas como a proveniente do subsolo estão sujeitas à poluição; assim, antes de ser distribuída para as residências, a água precisa passar por uma série de tratamentos para melhorar seu aspecto e eliminar os tipos mais comuns de contaminantes. Dessa forma, a água captada nos mais diversos mananciais – rios, lagos ou poços – é encaminhada por meio de túneis para o tanque de entrada das ETA. Grades colocadas em lugares estratégicos impedem a passagem de peixes, plantas e detritos.

Dependendo das condições geográficas do local, essa captação é feita aproveitando-se a ação da gravidade ou, quando isso não é possível, com o auxílio de bombas que elevam a água captada a um nível de cerca de seis metros acima do manancial. Assim, a água é levada a correr pela ação da gravidade por meio de um sistema de grades (veja esquema da página seguinte) que faz uma filtração prévia (como uma peneiração).

- A água que evapora para a atmosfera entra em contato com os gases poluentes. Quando essa água precipita na forma de chuva, neve ou granizo, ela origina as chuvas ácidas, que vão contaminar as águas destinadas às ETA.
- A água proveniente de precipitações, ao atravessar a atmosfera, arrasta as partículas sólidas que se encontram em suspensão.
- A água, ao penetrar no solo, pode dissolver e arrastar compostos químicos tóxicos e matéria orgânica das mais diversas origens (como pesticidas, por exemplo), poluindo as reservas subterrâneas.
- Muitas vezes, as águas de rios e represas destinadas às ETA recebem diretamente resíduos domésticos, que não são recolhidos por sistemas de esgotos oficiais, causando turvação e contaminação da água.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Esquema de utilização de água do subsolo

Iniciam-se, então, os tratamentos apresentados na tabela a seguir.

Tratamento de água		
Etapas	**Objetivo**	**Processo**
Coagulação ou floculação	Separar da água as impurezas de natureza coloidal.	Adicionam-se coagulantes químicos (óxido de cálcio e sulfato de alumínio) que promovem a aglutinação das partículas em suspensão, facilitando sua deposição sob a forma de flóculos.
Sedimentação ou decantação	Separar da água os flóculos de impurezas formados na etapa anterior.	A água é enviada para grandes tanques de sedimentação onde fica retida por cerca de quatro horas para que os flóculos formados se depositem no fundo, deixando a água límpida na superfície.
Filtração em leito de areia e cascalho	Livrar a água das partículas que não foram eliminadas nas etapas anteriores.	A água que sai do tanque de sedimentação transborda para tanques menores e mais profundos, constituídos de uma camada de areia (75 cm) e outra de cascalho (30 cm) depositadas sobre uma base de tijolos especiais com orifícios drenantes.
Arejamento da água	Introduzir gás oxigênio, que atua removendo os possíveis sabores e odores desagradáveis da água.	A água é geralmente pulverizada ou projetada em fios através do ar.
Esterilização ou cloração	Eliminar os microrganismos patogênicos que não ficaram retidos nas etapas anteriores.	A água é encaminhada a tanques de cloração onde é realizada a desinfecção biológica com cloro, mantendo um nível residual adequado para assegurar que se mantenha potável até chegar ao consumidor.

Esquema geral de tratamento e distribuição de água potável.
Na maioria das cidades, a água é bombeada para reservatórios, que ajudam a regular sua distribuição e que costumam ficar no alto de colinas ou no topo de torres. A força da gravidade aumenta a pressão da água nos condutos principais.

Cotidiano do Químico

Decantação e filtração no laboratório de Química

No laboratório de Química sempre trabalhamos em pequena escala, ou seja, com pequenas quantidades de substâncias ou misturas para testar determinados procedimentos que, uma vez aprovados, são adaptados para a indústria, que trabalha em larga escala (com grandes quantidades de matéria).

Para separar os componentes de dispersões grosseiras do tipo líquido-líquido, como água e óleo, por exemplo, pode-se utilizar um aparelho denominado **funil de bromo ou funil de decantação** (1). Espontaneamente os líquidos se separam, de tal forma que o mais denso se acomoda por baixo e o menos denso, por cima.

A torneira é aberta cuidadosamente, com o funil de decantação destampado, deixando-se o líquido mais denso escoar até ser totalmente recolhido em um erlenmeyer ou béquer posicionado logo abaixo da saída do funil, fechando-se a torneira antes que o líquido menos denso comece a escoar. Quando restar apenas um líquido no funil de decantação, ele deve ser retirado pela parte superior do funil para evitar contaminação.

Há dois tipos de filtração que se fazem comumente no laboratório: comum e a vácuo.

A **filtração comum** (2) é semelhante àquela que utilizamos em casa **para fazer café**, ou seja, separa misturas de líquido com um sólido não dissolvido. Nesse caso, o tamanho das partículas do sólido é relativamente grande e ele fica retido pelo papel-filtro, que deixa passar o líquido. O líquido atravessa o papel-filtro (pregueado ou dobrado) que fica apoiado sobre um funil. O sólido fica retido no funil e o líquido é recolhido em um erlenmeyer.

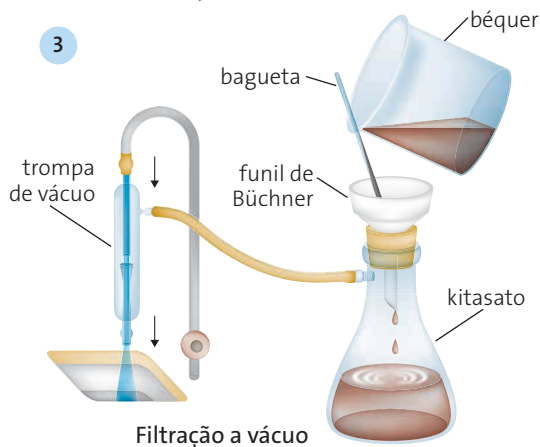
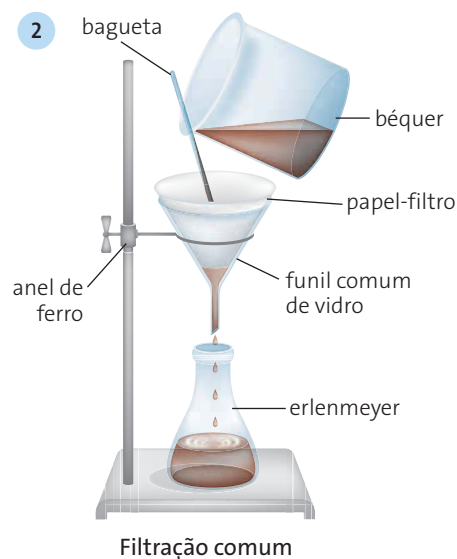
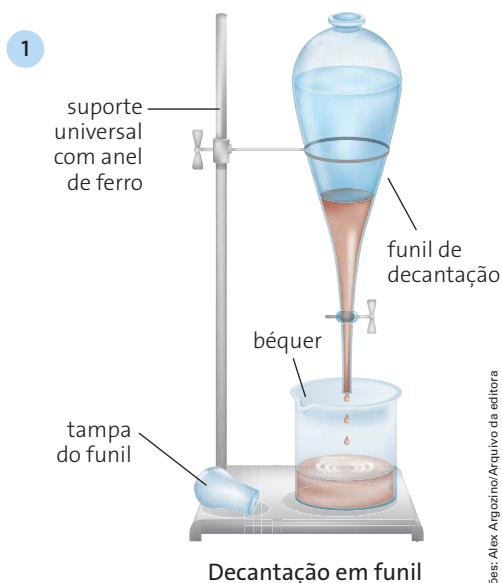
A **filtração a vácuo** (3) é utilizada para separar misturas de um líquido com um sólido não dissolvido quando o tamanho das partículas do sólido não é muito grande e elas formam uma pasta, "entupindo" os poros do papel-filtro caso seja feita uma filtração comum.

O kitasato é ligado a uma trompa de vácuo por onde circula água corrente. A água corrente arrasta o ar do interior do kitasato, provocando um vácuo parcial. Como a pressão atmosférica fora do kitasato passa a ser maior que a pressão no interior desse recipiente, o ar atmosférico entra pelos poros do papel-filtro, arrastando o líquido e tornando a filtração mais rápida.

Decantação em funil

Ilustrações: Alex Argozino/Arquivo da editora

Filtração comum

Filtração a vácuo

Questões

4. (UEFS-BA) A obtenção de água doce de boa qualidade está se tornando cada vez mais difícil devido ao adensamento populacional, às mudanças climáticas, à expansão da atividade industrial e à poluição.
A água, uma vez captada, precisa ser purificada, o que é feito nas estações de tratamento. Um esquema do processo de purificação é:

A → B → C → D → E → F

em que as etapas B, D e F são:

B – adição de sulfato de alumínio e óxido de cálcio,

D – filtração em areia,

F – fluoretação.

Assim sendo, as etapas A, C e E devem ser, respectivamente,

X a) filtração grosseira, decantação e cloração.
b) decantação, cloração e filtração grosseira.
c) cloração, neutralização e filtração grosseira.
d) filtração grosseira, neutralização e decantação.
e) neutralização, cloração e decantação.

5. (Enem) O despejo de dejetos de esgotos domésticos e industriais vem causando sérios problemas aos rios brasileiros. Esses poluentes são ricos em substâncias que contribuem para a eutrofização de ecossistemas, que é um enriquecimento da água por nutrientes, o que provoca um grande crescimento bacteriano e, por fim, pode promover escassez de oxigênio.
Uma maneira de evitar a diminuição da concentração de oxigênio no ambiente é:

a) Aquecer as águas dos rios para aumentar a velocidade de decomposição dos dejetos.
X b) Retirar do esgoto os materiais ricos em nutrientes para diminuir a sua concentração nos rios.
c) Adicionar bactérias anaeróbicas às águas dos rios para que elas sobrevivam mesmo sem o oxigênio.
d) Substituir produtos não degradáveis por biodegradáveis para que as bactérias possam utilizar os nutrientes.
e) Aumentar a solubilidade dos dejetos no esgoto para que os nutrientes fiquem mais acessíveis às bactérias.

3 Liquefação e destilação do ar atmosférico

Cada um dos principais componentes do ar atmosférico (oxigênio, nitrogênio e argônio) apresentam diversas aplicações, por isso a separação em escala industrial é vantajosa.

Industrialmente a separação dos componentes do ar atmosférico é feita por um processo chamado destilação fracionada, que separa os componentes da mistura liquefeita de acordo com o seu ponto de ebulição: nitrogênio (–195,8 °C), argônio (–185,7 °C) e oxigênio (–183,0 °C).

Para liquefazer o ar atmosférico é necessário submetê-lo simultaneamente a um resfriamento e a um aumento de pressão. Uma pressão maior faz que uma mesma quantidade do gás passe a ocupar um volume menor, ajudando a promover a passagem de gás para líquido.

Vimos que toda substância (ou mistura) possui uma temperatura crítica acima da qual não sofre liquefação por compressão, qualquer que seja o aumento de pressão a que for submetida.

Para o ar atmosférico, considera-se que a temperatura crítica é de –140 °C sob pressão de 40 atm. Nessas condições de temperatura e pressão inicia-se a liquefação do ar. Em temperaturas superiores não é possível liquefazer completamente o ar atmosférico, qualquer que seja a pressão utilizada. Para obter essa temperatura, a indústria dispõe de máquinas refrigerantes muito eficientes ligadas a dispositivos especiais de compressão e expansão.

O ar liquefeito é então submetido a uma destilação fracionada, ou seja, começa a receber calor gradativamente, de modo que apenas o componente que apresenta o menor ponto de ebulição (o nitrogênio) se vaporize, separando-se dos demais, e assim sucessivamente.

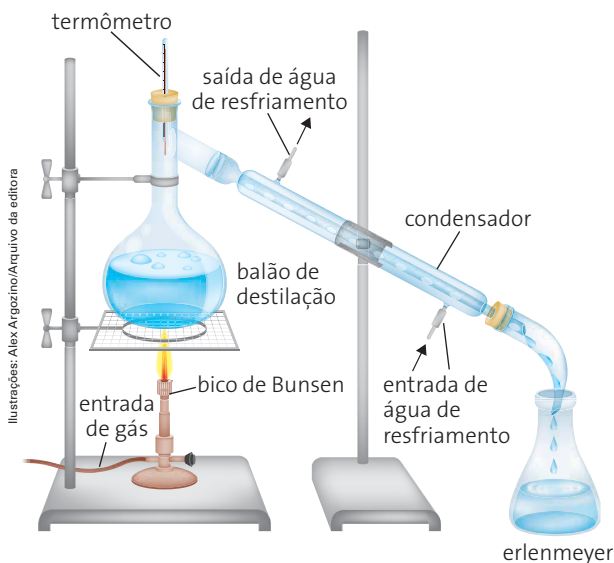
Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Torre industrial de destilação fracionada do ar atmosférico em Mauá (SP).

Cotidiano do Químico

Destilação no laboratório de Química

Há dois tipos de destilação que comumente são feitas no laboratório: a destilação simples e a destilação fracionada.

A **destilação simples** é utilizada para separar misturas homogêneas do tipo sólido-líquido.

Aparelhagem de destilação simples: note que as mangueiras de látex conectadas ao condensador não aparecem na ilustração.

A mistura é colocada no balão de destilação, que é aquecido sobre tela de amianto na chama de um bico de Bunsen (ou numa manta elétrica, caso a mistura seja inflamável). Quando a temperatura atinge o ponto de ebulição do líquido, o vapor desse componente segue para o tubo interno do condensador, que é mantido resfriado pela circulação contínua de água fria pelas paredes externas. Essa água de resfriamento entra por uma mangueira de látex – conectada simultaneamente à torneira de uma pia e à parte de baixo do condensador – e sai pela parte de cima do condensador por uma outra mangueira de látex conectada ao ralo da pia para que a água seja despejada. Ao encontrar as paredes frias do condensador, o vapor se condensa (passa novamente para o estado líquido) e é recolhido em um erlenmeyer posicionado na saída do condensador. O processo continua até que todo o líquido seja destilado e se separe da mistura. O sólido (componente de maior ponto de ebulição) fica retido no balão.

A **destilação fracionada** é usada para separar misturas homogêneas não azeotrópicas do tipo líquido-líquido nas quais os componentes possuem diferentes pontos de ebulição.

Os líquidos entram em ebulição quase ao mesmo tempo, mas seus vapores são forçados a passar por um caminho difícil na coluna de fracionamento ou entre bolinhas de porcelana, cacos de cerâmica ou de vidro, de modo que só a substância de menor ponto de ebulição vence esses obstáculos e vai para o condensador, enquanto a de maior ponto de ebulição retorna ao balão.

Destilação fracionada

Exemplo: os componentes da gasolina, como o hexano e o octano (cujos respectivos pontos de ebulição a 1 atm são: 69 °C e 126 °C).

A destilação fracionada também é o método utilizado na separação dos componentes do petróleo.

4 Processos mecânicos de separação de misturas

Os processos mecânicos de separação de misturas são utilizados para separar misturas heterogêneas nos casos em que não for necessária nenhuma transformação física (como mudança de fase de agregação, por exemplo).

Muitos desses processos, apesar de parecerem rudimentares, encontram aplicações importantes nas colheitas de alimentos como trigo e arroz, na construção civil, na mineração de ouro, na purificação de minérios de enxofre, etc.

Veja no quadro as principais características e exemplos de alguns desses processos:

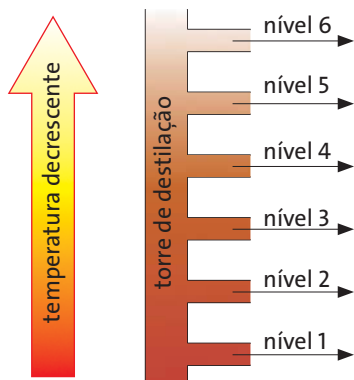
Processo	Separa misturas	Características	Exemplos
Levigação (Linda Lantzy/Alamy/Other Images)	Sólido-sólido, quando um dos componentes (em forma de pó) é facilmente arrastado por um líquido enquanto o outro componente mais denso não o é.	Emprega-se uma corrente de água ou de outro líquido adequado para arrastar o componente menos denso (pulverizado).	Ouro e areias auríficas (em pó).
Flotação (Greenshoots Communications/Alamy/Other Images)	Sólido-sólido, geralmente de minérios pulverizados da respectiva ganga (impurezas).	Adiciona-se óleo à mistura. O óleo adere à superfície das partículas do minério, tornando-o impermeável à água. Em seguida a mistura é lançada na água e submetida a uma forte corrente de ar. O ar provoca a formação de uma espuma, que reúne as partículas do minério, que assim se separa da ganga.	Sulfetos (em pó) da areia (ganga).
Dissolução fracionada (Sérgio Dotta/Arquivo da editora)	Sólido-sólido com base na diferença de solubilidade dos sólidos em um determinado líquido.	O líquido adicionado dissolve apenas um dos sólidos que compõem a mistura. O componente que não dissolve é separado da solução por filtração.	Sal e areia podem ser separados pela adição de água.
Sedimentação fracionada (Sérgio Dotta/Arquivo da editora)	Sólido-sólido cujos componentes apresentam uma acentuada diferença de densidade.	Adiciona-se à mistura de sólidos um líquido de densidade intermediária. O sólido mais denso se deposita no fundo do recipiente e o sólido menos denso flutua na superfície do líquido.	Areia e serragem.

Questões

6. (Fuvest-SP) Para a separação das misturas gasolina-água e nitrogênio-oxigênio, os processos mais adequados são, respectivamente:

X a) decantação e liquefação.
b) sedimentação e destilação.
c) filtração e sublimação.
d) destilação e condensação.
e) decantação e evaporação.

7. O petróleo é uma das mais importantes fontes naturais de compostos orgânicos. Por destilação fracionada obtêm-se as frações do petróleo, que são misturas de diferentes hidrocarbonetos.
A tabela a seguir mostra algumas dessas frações, com os respectivos pontos de ebulição, e o diagrama representa uma torre de destilação de petróleo.
A resposta deve ser a soma dos números das alternativas selecionadas. Soma: 60

Nome da fração	Faixa de ponto de ebulição
Gases de petróleo	< 40 °C
Gasolina	40 °C–180 °C
Querosene	180 °C–280 °C
Óleo *diesel*	280 °C–330 °C
Óleo lubrificante	330 °C–400 °C
Betume	> 400 °C

Com base nas informações acima e nos conhecimentos sobre hidrocarbonetos, pode-se afirmar:

01. O petróleo é uma substância composta.
02. A fração que sai no nível 2 da torre é a gasolina.
X 04. O óleo *diesel* sai da torre num nível mais baixo que o nível da gasolina.
X 08. O betume é obtido no nível 1 da torre de destilação.
X 16. O óleo lubrificante possui maior ponto de ebulição em comparação ao óleo *diesel*, mas é mais volátil que o betume.
X 32. Cada fração do petróleo é representada por uma mistura de substâncias, pois os pontos de ebulição de cada fração variam dentro de uma faixa de valores possíveis.

8. Um dos métodos industriais de obtenção de zinco, a partir da blenda de zinco, ZnS, envolve quatro etapas:

I. Aquecimento do minério com oxigênio (do ar atmosférico), resultando na formação de óxido de zinco e dióxido de enxofre.
II. Tratamento, com carvão, a alta temperatura, do óxido de zinco, resultando na formação de zinco e monóxido de carbono.
III. Resfriamento do zinco formado, que é recolhido no estado líquido.
IV. Purificação do zinco por destilação fracionada. Ao final da destilação, o zinco líquido é despejado em moldes, nos quais se solidifica.

Por que a purificação do zinco é feita por destilação fracionada e não por destilação simples?

9. (Ifal) As figuras I, II e III ilustram alguns processos de separação de misturas de uso comum para as pessoas no dia a dia.

Elnur/Shutterstock/Glow Images
Hely Demutti/Arquivo da editora
Ernesto Reghran/Pulsar Imagens

Os processos indicados nas figuras I, II e III são, respectivamente:

a) decantação, filtração simples e destilação simples.
X b) filtração simples, catação e filtração simples.
c) destilação simples, filtração simples e filtração a vácuo.
d) destilação fracionada, cromatografia e decantação.
e) levigação, separação magnética e levigação.

10. (Ufes) Na perfuração de uma jazida petrolífera, a pressão dos gases faz com que o petróleo jorre para fora. Ao reduzir-se a pressão, o petróleo bruto para de jorrar e tem de ser bombeado. Devido às impurezas que o petróleo bruto contém, ele é submetido a dois processos mecânicos de purificação, antes do refino: separá-lo da água salgada e separá-lo de impurezas sólidas, como areia e argila. Esses processos mecânicos de purificação são, respectivamente,

X a) decantação e filtração.
b) decantação e destilação fracionada.
c) filtração e destilação fracionada.
d) filtração e decantação.
e) destilação fracionada e decantação.

Exercícios de revisão

5.1 (PUC-MG) Numa coleta seletiva de lixo, foram separados os seguintes objetos: uma revista, uma panela de ferro, uma jarra de vidro quebrada e uma garrafa de refrigerante PET. Assinale o objeto que causa maior prejuízo ambiental por ser de difícil reciclagem:

a) Revista.
b) Panela de ferro.
c) Jarra de vidro quebrada.
X d) Garrafa de refrigerante PET.

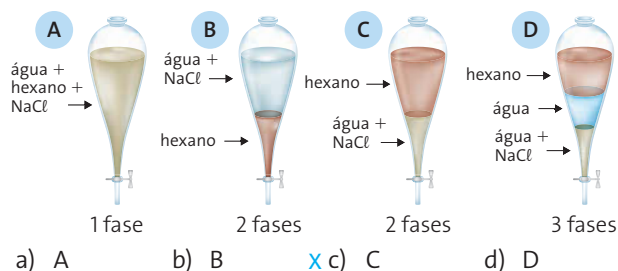
5.2 (UFU-MG) Analise a tirinha abaixo.

Vários estudos químicos têm demonstrado os prejuízos causados pelo lançamento de lixo e de efluentes na água dos rios. A esse respeito, e considerando a tirinha acima, assinale a alternativa INCORRETA.

X a) A matéria orgânica lançada na água faz com que a solubilidade do gás oxigênio dissolvido nela aumente, impactando positivamente na quantidade de peixes presentes nos rios.
b) Os plásticos, ao serem lançados nos lagos e rios, prejudicam a entrada de luz solar em seu interior.
c) As pilhas, quando lançadas nos rios e lagos, podem contaminá-los com metais pesados, como, por exemplo, o zinco e o chumbo.
d) Ao serem jogados nos rios, pesticidas comprometem o consumo da água, podendo causar sérias patologias e problemas para a saúde pública.

5.3 (UFPI) A água potável consumida pela população de Teresina é captada do rio Parnaíba e tratada nas estações de tratamento de água da AGESPISA, denominadas ETA I, ETA II, ETA III e ETA IV, produzindo um volume mensal médio de 6 bilhões de metros cúbicos de água tratada. Uma das etapas do tratamento de água consiste na aglutinação de partículas, as quais, por possuírem dimensões reduzidas e baixa densidade, apresentam dificuldade de sedimentação. Esta etapa é denominada:

a) aeração.
b) decantação.
X c) floculação.
d) sifonação.

5.4 (PUC-MG) Ao se colocarem hexano (d = 0,66 g/cm³), água (d = 1 g/cm³) e sal (NaCℓ) em uma vidraria de laboratório conhecida como funil de separação (figura a seguir), assinale o aspecto adequado observado após algum tempo de repouso.

a) A
b) B
X c) C
d) D

5.5 (Cefet-PR) Grande parte do desperdício de matéria-prima em obras de construção civil poderia ser evitada se o entulho de material de construção pudesse ser reaproveitado na própria obra. Uma parte da matéria-prima que é desperdiçada é a areia misturada com cal hidratada, conhecida como argamassa, ou massa branca, utilizada para assentar tijolos e dar acabamento às paredes e vigas de concreto. Os restos dessa argamassa misturados com cacos de tijolos, pedra, madeira e outros materiais encontrados no canteiro de obras normalmente são jogados fora. Com base nestas informações, qual dos processos físicos a seguir poderia ser utilizado para separar a areia (ou argamassa) dos outros materiais encontrados no canteiro de obras?

a) Filtração.
X b) Peneiramento.
c) Decantação.
d) Levigação.
e) Flotação.

5.6 (Unicid-SP) Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, escolhendo, em seguida, a opção correspondente à numeração correta, de cima para baixo

Misturas	Principais métodos de separação
1) Oxigênio e nitrogênio	(///) Destilação
2) Óleo e água	(///) Filtração
3) Álcool e água	(///) Separação magnética
4) Ferro e enxofre	(///) Decantação
5) Ar e poeira	(///) Liquefação

a) 1 - 4 - 5 - 2 - 3
b) 1 - 5 - 4 - 3 - 2
c) 3 - 2 - 4 - 5 -1
X d) 3 - 5 - 4 - 2 - 1
e) 5 - 1 - 3 - 4 - 2

5.7 (Unicamp-SP) Deseja-se fazer a separação dos componentes da pólvora negra, que é constituída de nitrato de sódio, carvão e enxofre. Sabe-se que o nitrato de sódio é solúvel em água, o enxofre é solúvel em dissulfeto de carbono, enquanto o carvão é insolúvel nesses solventes. Proponha um procedimento para realizar essa separação.

Compreendendo o mundo

Yanik Chauvin/Shutterstock/Glow Images

O tema central desta unidade foi "mudanças climáticas".

Vimos que as atividades humanas, como a queima de combustíveis fósseis para movimentar veículos, maquinários industriais e usinas termelétricas, assim como a criação de grandes rebanhos bovinos e caprinos para a exploração comercial e o abate, estão liberando uma quantidade imensa de gases na atmosfera, entre eles o gás carbônico, o metano e o monóxido de dinitrogênio, que possuem a propriedade de reter na atmosfera terrestre parte do calor emitido pelo Sol, atuando como o vidro de uma estufa, daí serem chamados de gases de efeito estufa (o certo seria dizer: "gases responsáveis pelo efeito estufa").

A esse respeito estudamos a teoria dos cientistas do IPCC de que as atividades humanas estão liberando para a atmosfera uma grande quantidade de gases de efeito estufa, e esse fenômeno seria responsável por uma série de alterações no clima da Terra, como o aumento da temperatura média do planeta, o derretimento das calotas polares, o aumento do nível dos oceanos, do número de furacões, tufões e ciclones, o surgimento de áreas de deserto e de ondas de calor ou de frio intensos fora de época.

Em contrapartida, conhecemos um outro ponto de vista, de um cientista brasileiro com quarenta anos de experiência no assunto, que ocupa o cargo de Representante dos países da América do Sul na OMM e que afirma que as mudanças climáticas fazem parte de um ciclo natural do planeta, relacionado às atividades solares. De acordo com essa teoria, as emissões de gases decorrentes das atividades humanas não têm impacto sobre o clima da Terra, e os países desenvolvidos têm interesses políticos em propagar a ideia de que as atividades humanas estão causando as mudanças climáticas para desacelerar o desenvolvimento dos países de terceiro mundo. Se você pesquisar mais a respeito verá que essas afirmações têm o respaldo de muitos outros cientistas do mundo inteiro.

E em quem devemos acreditar? De que lado devemos ficar? Você ficou em dúvida?

Ótimo. Duvidar é o primeiro passo para crescer e aprender. Os passos seguintes são a curiosidade, a busca pela informação e a leitura.

A verdade é que não existe uma verdade única.

A poluição e a degradação ambiental são reais, mas interesses políticos sempre vão existir.

O importante é não ficarmos passivos diante de fenômenos e fatos que atingem nossa vida. Mas para mudar qualquer coisa precisamos nos armar de conhecimentos, como os apresentados nessa unidade, que nos permitem entender e conhecer um pouco melhor o mundo em que vivemos, e assim tomar uma posição em relação aos assuntos que nos atingem, defendendo nossos interesses com base em conhecimentos reais e específicos.

E será que conseguimos esgotar o assunto "mudanças climáticas"? É claro que não. Entre os muitos tópicos que deixamos de abordar, no caso, propositadamente, encontra-se o do gás ozônio, o tema central da próxima unidade.

O ozônio é o terceiro gás de maior potencial estufa, atrás somente do gás carbônico e do metano. Na troposfera (zona que abrange do nível do mar até cerca de 15 km de altitude), o ozônio tem ação poluente, é tóxico e bastante prejudicial ao desenvolvimento das plantas e à saúde dos animais. Já na estratosfera (entre 20 km e 35 km de altitude), o ozônio forma uma camada que protege a Terra dos raios ultravioleta do Sol, considerados atualmente a principal causa do aumento estatístico de câncer de pele na população.

O irônico é que na troposfera a quantidade de ozônio está aumentando, e na estratosfera, está diminuindo.

Vamos estudar mais a respeito?

UNIDADE

2 Oxigênio e ozônio

Como isso nos afeta?

Oxigênio e ozônio são duas substâncias simples formadas pelo mesmo elemento químico, ou seja, são alótropos. É provável que você já tenha estudado isso no Ensino Fundamental. Mas se não se recorda, não tem importância; vamos rever tudo detalhadamente, pois esses conceitos são fundamentais no estudo da Química.

Em relação ao meio ambiente, é importante saber que, como o gás oxigênio e o gás ozônio são formados pelo mesmo elemento químico (o oxigênio), essas substâncias podem se transformar uma na outra e que, quando isso ocorre da maneira natural e esperada, é muito bom, temos um ambiente limpo e protegido dos raios solares que podem ser prejudiciais à saúde. Mas quando essa transformação ocorre sem controle e fora de lugar, ficamos à mercê da poluição e da ação dos raios ultravioleta do Sol.

Vamos ver o que causa esse desequilíbrio e como podemos evitá-lo?

Tania Zbrodko/Shutterstock/Glow Images

CONTEÚDO DIGITAL

CAPÍTULO 6

Reações químicas

Saiu na Mídia!

Cortina reduz o nível de ozônio dentro de casa, diz Cetesb

"A gerente da divisão de qualidade do ar da Cetesb, Maria Helena Martins, acredita que o nível de ozônio do lado de fora dos prédios deva ser maior do que na área interna. [...].

'O ozônio é muito reativo. Reage com carpete, com borracha, parede, materiais sintéticos. Sabe quando a borracha de mangueira fica grudenta? Ou quando aquela roupa azul fica meio roxa? Pode ser ação do ozônio. O oxigênio também faz isso', diz. 'Quando o ozônio reage, acaba sumindo'."

FOLHA ONLINE (9/3/2009). Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/folha/ambiente/ult10007u531479.shtml>. Acesso em: 7 fev. 2013.

Com poluição, exercícios ao ar livre podem trazer riscos à saúde

"[...] O inverno, com tempo frio e seco, propicia maior concentração de poluentes, com aumento de até 70% da poluição aérea, principalmente da quantidade de partículas poluentes inaláveis. **'São partículas de carbono tão pequenas que chegam ao alvéolo pulmonar e podem causar inflamações, pois levam consigo uma série de elementos químicos emitidos no ar'**, explica Luiz Alberto Amador Pereira, também pesquisador do Laboratório de Poluição Atmosférica Experimental. [...]

Então, uma boa saída seria malhar nos parques urbanos, certo?

Nem tanto. Esses espaços concentram altos teores de ozônio, um gás oxidante, nos horários de alta incidência solar. É que o sol favorece a reação química que forma esse gás, e um ar mais puro, presente em áreas arborizadas, prolonga sua vida atmosférica. 'Os ventos o espalham para até 200 km de distância'. [...] regiões periféricas, especialmente a zona oeste da cidade, por conta da direção dos ventos, têm altas taxas desse gás.

Quando entra pelas vias respiratórias, o ozônio pode desencadear processos inflamatórios. [...]"

SILVEIRA, Julliane. *Folha Online* (7/8/2008). Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/folha/equilibrio/noticias/ult263u430656.shtml>. Acesso em: 7 fev. 2013.

Tyler Olson/Shutterstock/Glow Images

Você sabe explicar?

- O que são equações para as reações químicas?
- O que são elementos químicos?
- O que é um poluente?
- O que acontece quando uma substância reage? Ela some?

Você se lembra quando perguntamos no capítulo 3:

- *Por que o ferro enferruja? Por que o leite azeda?*
- *Por que os objetos de prata escurecem e o fósforo queima?*

Em seguida vimos que tudo isso ocorre porque a matéria tem propriedades químicas e é capaz de sofrer determinadas transformações que alteram essas propriedades.

E, se você fez o **experimento** da página 45, teve a oportunidade de presenciar algumas dessas transformações:

Na **parte 2** do **experimento** da página 45, preparamos água de cal. Você se lembra do que ocorreu? A temperatura aumentou, porque o óxido de cálcio **reagiu** com a água. Essa transformação, ou **reação química**, formou um **produto**, o hidróxido de cálcio, e liberou energia para o meio ambiente, que você percebeu ao sentir que o copo ficou mais "quente".

Na **parte 3** do **experimento** da página 46, sopramos a água de cal. O que ocorreu? O líquido ficou esbranquiçado e, se o sistema permaneceu em repouso por algum tempo, você pode ter observado a precipitação de um sólido. O gás soprado dentro do sistema e que **reagiu** com o hidróxido de cálcio foi o gás carbônico. Essa **reação química** formou carbonato de cálcio, um sólido praticamente insolúvel na água.

Na **parte 4** do **experimento** da página 46, adicionamos vinagre ao sistema contendo água e carbonato de cálcio e um gás começou a borbulhar. O vinagre contém aproximadamente 4% de ácido acético, que **reagiu** com o carbonato de cálcio. Os **produtos** dessa **reação química** foram o gás carbônico e também o acetato de cálcio, um sal bastante solúvel em água.

Ao fazer esses experimentos, tivemos a chance de presenciar algumas transformações ou reações químicas bem interessantes.

Mas você não acha que a maneira como os experimentos foram descritos acima é muito longa e cansativa?

Sérgio Dotta/Arquivo da editora

O gás carbônico que liberamos na respiração turva de branco a água de cal por causa da formação de carbonato de cálcio.

O que são equações para as reações químicas?

São uma forma de representar as transformações (reações) químicas de maneira mais simples e direta, colocando todas as informações em uma única linha, de modo que seja possível compreender rapidamente o que teríamos que descrever em um longo parágrafo. Não parece bom?

Então vamos conhecer as **equações químicas** que ocorreram no experimento das páginas 45 e 46:

Parte 2: óxido de cálcio + água ⟶ hidróxido de cálcio
Parte 3: hidróxido de cálcio + gás carbônico ⟶ carbonato de cálcio
Parte 4: carbonato de cálcio + ácido acético ⟶ gás carbônico + acetato de cálcio

As substâncias cujos nomes foram escritos antes da seta são denominadas **reagentes**, a seta indica **transformação**, e as substâncias cujos nomes foram escritos depois da seta são denominadas **produtos**. A equação química sempre mostra:

reagente(s) ⟶ produto(s)

Uma transformação ou reação química pode ocorrer com um único reagente, entre dois reagentes ou entre vários reagentes e pode formar um único produto, dois produtos ou mais.

Podemos mencionar na equação da reação química a forma principal de energia (luz, calor, eletricidade) que participou diretamente da reação.
Assim, na parte 2, poderíamos ter escrito:
óxido de cálcio + água ⟶
⟶ hidróxido de cálcio + calor

1 A constituição da matéria

GlobetrotterJ/Shutterstock/Glow Images

Azurita (minério de cobre)

Yury Kosourov/Shutterstock/Glow Images

Cabos de cobre metálico

Há muito tempo o ser humano utiliza as propriedades químicas da matéria para obter produtos de seu interesse, como metais, cerâmicas, colas, cosméticos e fármacos, e se questiona a respeito da constituição da matéria. Por exemplo: se uma pedra de azurita (minério de cobre) pode se transformar em um metal avermelhado (cobre), do que essa matéria é constituída?

Várias **hipóteses**, ou seja, suposições para responder a esses questionamentos surgiram com os filósofos gregos, porém na época não podiam ser comprovadas.

Duas delas se destacam por serem bem antagônicas.

Uma foi proposta por volta de 450 a.C. por dois filósofos gregos, Demócrito e Leucipo, das regiões de Abdera e Mileto (da Grécia antiga). Eles imaginaram que, se pegássemos um corpo qualquer e fôssemos dividindo-o sucessivas vezes, haveria um momento em que essa divisão não seria mais possível. Nesse momento, teríamos chegado ao átomo (do grego *a*, 'não', *tomo*, 'parte'), o que significa 'sem partes, indivisível'. Essa foi a primeira hipótese da "**matéria descontínua**".

Essa hipótese não foi bem-aceita. A ideia de "**matéria contínua**" (como você verá adiante na Teoria de Aristóteles) proposta por outros filósofos ia ao encontro dos anseios da época, pois atribuía ao Universo uma ordem e uma simplicidade básicas, sob as quais era possível exercer certo domínio.

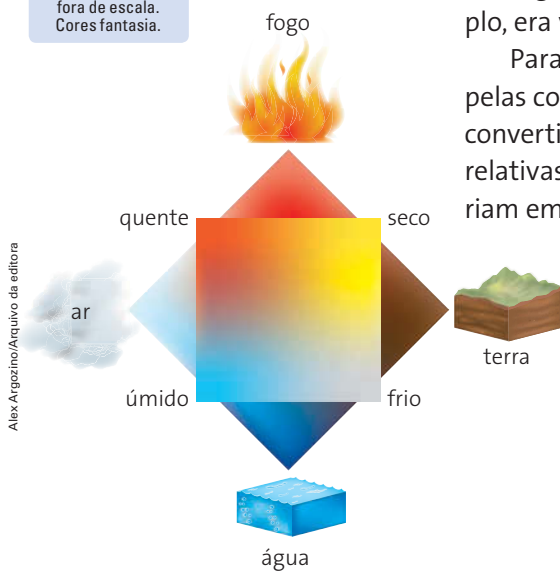
Assim, algum tempo depois, Aristóteles (384 a.C.-322 a.C.) – reconhecido atualmente como um dos mais importantes filósofos da humanidade –, com base nas ideias de outros filósofos, **levantou a hipótese** de que toda matéria seria formada por uma única essência, baseada em quatro qualidades primárias (quente, frio, seco e úmido) que se combinavam aos pares, formando os elementos terra, água, ar e fogo.

Essa hipótese de Aristóteles era sustentada pela **teoria do vitalismo** adotada na época, segundo a qual **toda matéria se comportava como um organismo vivo**. A extração de um metal de seu minério, por exemplo, era visto como um parto.

Para Aristóteles, todos os diferentes tipos de matéria, formados pelas combinações dos elementos terra, água, ar e fogo, poderiam ser convertidos uns nos outros, bastando para isso variar as quantidades relativas das quatro qualidades (quente, frio, seco e úmido) que entrariam em sua composição, como mostra o modelo ao lado.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

fogo
quente
seco
ar
terra
úmido
frio
água

Alex Argozino/Arquivo da editora

Modelo de Aristóteles:

- Quente e seco: combinavam-se para formar o fogo.
- Quente e úmido: combinavam-se para formar o ar.
- Frio e seco: podiam se combinar para formar a terra.
- Frio e úmido: combinavam-se para formar a água.

Essa ideia de que a matéria seria formada de uma única essência forneceu uma base sólida para uma atividade que começou a se desenvolver nessa época: a alquimia (que se manteve entre os anos 300 a.C. e 1500 d.C.).

Os alquimistas buscavam, entre outros objetivos, a transmutação dos metais, como a transformação do chumbo em ouro. Se toda a matéria tivesse a mesma essência, bastaria trocar as qualidades (quente, frio, seco e úmido) para transformar um metal em outro.

Somente por volta do século XVIII, época que atualmente é considerada o nascimento da Química moderna, as ideias que sustentavam a alquimia foram abandonadas de vez.

O estudo mais cuidadoso das reações químicas foi muito importante nesse sentido, principalmente os dois tipos específicos de reações que veremos a seguir: as reações de síntese e as de análise. Existem outros tipos de reações químicas que serão vistos no decorrer do curso.

CURIOSIDADE

A ciência é neutra?

Uma hipótese é a afirmação de uma condição que se supõe ser verdadeira e que é tomada como ponto de partida para determinadas deduções.

A hipótese levantada pelos gregos de que a matéria seria descontínua (e que hoje sabemos ser verdadeira) não foi aceita por Aristóteles porque não atendia aos anseios religiosos e culturais da sociedade antiga.

A hipótese de "matéria contínua" tinha um caráter místico que se sustentava na teoria do vitalismo e agradava aos grupos que estavam no poder.

São vários os exemplos (e isso ainda acontece até hoje) em que a Ciência se desenvolve não de forma lógica e descompromissada, mas sim para atender aos anseios de determinado grupo da sociedade.

O *teflon*, por exemplo, hoje tão bem-vindo no revestimento das frigideiras, foi criado para fazer as juntas de vedação da bomba atômica.

Assim, o que Aristóteles fez foi usar a hipótese de matéria contínua como ponto de partida para uma série de deduções sobre as quais a alquimia se desenvolveu.

Reações de síntese

Scientifica/Visuals Unlimited/Corbis/Latinstock

Minério de grafita

As reações de síntese ou composição ocorrem quando duas ou mais substâncias sofrem uma transformação que dá origem a uma única substância diferente, geralmente liberando energia.

Veja a seguir alguns exemplos comuns desse tipo de reação.

- Reação que ocorria no *flash* de máquinas fotográficas antigas para a liberação de energia luminosa:

  magnésio metálico + gás oxigênio ⟶ óxido de magnésio + luz

- Reação de combustão completa do carbono grafita:

  carbono grafita + gás oxigênio ⟶ gás carbônico + calor

- Reação que ocorre ao preparar a cal hidratada para pintar uma parede (caiação):

  óxido de cálcio + água ⟶ hidróxido de cálcio + calor

Galushko Sergey/Shutterstock/Glow Images

Lápis preto, uma das aplicações mais conhecidas da grafita.

Reações de análise

As reações de análise ou decomposição ocorrem quando uma única substância sofre uma reação química que dá origem a duas ou mais substâncias diferentes.

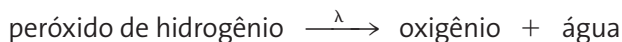
Veja a seguir alguns exemplos comuns desse tipo de reação.

- **Pirólise**: reação na qual a quebra (*lise*) da substância é provocada pelo aquecimento ou fogo (*piro*). É indicada por um triângulo (Δ) colocado em cima (ou embaixo) da seta.

  carbonato de cálcio $\xrightarrow{\Delta}$ óxido de cálcio + gás carbônico

  óxido de cálcio $\xrightarrow{\Delta}$ cálcio metálico + gás oxigênio

- **Fotólise**: reação na qual a quebra (*lise*) da substância é provocada pela luz (*foto*). É indicada pela letra grega **lambda** (λ) colocada em cima (ou embaixo) da seta.

  peróxido de hidrogênio $\xrightarrow{\lambda}$ oxigênio + água

- **Eletrólise**: reação na qual a quebra (*lise*) da substância é provocada pela passagem de corrente elétrica (*eletro*). É indicada pela letra **i** em cima (ou embaixo) da seta.

  água $\xrightarrow{i}$ gás hidrogênio + gás oxigênio

Substâncias simples e substâncias compostas

Os cientistas observaram experimentalmente que as reações de decomposição não ocorriam com qualquer substância. Muitas não podiam ser decompostas formando novas substâncias.

carbono grafita $\longrightarrow$ não sofre reação de análise formando novas substâncias

gás hidrogênio $\longrightarrow$ não sofre reação de análise formando novas substâncias

gás oxigênio $\longrightarrow$ não sofre reação de análise formando novas substâncias

Analisando esses fenômenos, fez-se a seguinte diferenciação:

- **Substâncias compostas**: são as substâncias que podem **sofrer reação de decomposição**.

Exemplos: carbonato de cálcio, óxido de cálcio, brometo de prata, água. As substâncias compostas normalmente são chamadas apenas de compostos ou compostos químicos.

- **Substâncias simples**: são as substâncias que **não podem sofrer reação de decomposição** formando novas substâncias.

Exemplos: carbono grafita, gás hidrogênio, gás oxigênio.

Na realidade, o conceito de substâncias simples e compostas que acabamos de expor atualmente é considerado **errado**, mas, se os cientistas tivessem medo de cometer erros, a ciência nunca teria evoluído. Errar e corrigir o erro são processos fundamentais na construção do conhecimento. Leia o boxe a seguir.

CURIOSIDADE

Evolução de conceitos

O conceito de substâncias simples e compostas exposto anteriormente representa uma das primeiras tentativas de classificação das substâncias. Com o passar do tempo, à medida que o conhecimento químico foi evoluindo, esse conceito teve de ser reformulado. **O gás ozônio, por exemplo, é uma substância simples que, em condições específicas, se decompõe formando o gás oxigênio, outra substância simples.** Ocorre que, na época em que esses conceitos foram formulados (por volta de 1773), os cientistas ainda não tinham conhecimento desse fenômeno. O ozônio só foi descoberto em 1785 pelo químico holandês Martinus van Marum (1750-1837), após os cientistas terem estabelecido essa diferenciação.

Significa, então, que os conceitos vão mudando, evoluindo, à medida que adquirimos novos conhecimentos? Exatamente.

E por que não falamos de uma vez no conceito mais atual (ainda que ele também possa evoluir um dia)?

Por dois motivos. Primeiro porque precisamos adquirir uma certa base teórica para compreender de fato como surgiram esses conceitos e qual a importância deles em nosso dia a dia. Segundo porque, quando compreendemos os raciocínios que levaram à construção do conhecimento que temos hoje, estamos mais aptos a seguir raciocinando para construir novos conhecimentos.

É muito importante que você reconheça a Química como uma ciência dinâmica, em constante evolução. As hipóteses e teorias (e os modelos que os cientistas elaboram para explicar e ilustrar essas teorias) estão relacionadas ao conhecimento científico de uma determinada época, mas, à medida que são feitas novas descobertas e o conhecimento científico evolui, os cientistas vão levantando outras hipóteses, elaborando novas teorias e criando outros modelos para explicar esses novos conhecimentos. Vamos acompanhar esse processo várias vezes ao longo deste livro.

Martinus van Marum

O que são elementos químicos?

A diferenciação inicial entre substância simples e composta levou os cientistas à seguinte conclusão: as **substâncias compostas** são constituídas de **dois ou mais elementos químicos diferentes**, já que, por reações sucessivas de decomposição, acabam produzindo substâncias simples diferentes. As **substâncias simples**, por sua vez, seriam constituídas de **um único elemento químico**.

Concluímos então que os **elementos químicos** são os **constituintes básicos** de todas as **substâncias**.

O que é um poluente?

De acordo com a definição da Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental (Cetesb):

Considera-se poluente qualquer substância presente no ar e que, pela sua concentração, possa torná-lo impróprio, nocivo ou ofensivo à saúde, causando inconveniente ao bem-estar público, danos aos materiais, à fauna e à flora ou prejudicial à segurança, ao uso e gozo da propriedade e às atividades normais da comunidade. [...]

Disponível em: <www.cetesb.sp.gov.br/ar/Informa??ers-B?sicas/21-Poluentes>. Acesso em: 7 fev. 2013.

As partículas de carbono inaláveis são partículas sólidas menores que 10 micrômetros (ou seja, 0,001 centímetros). São potencialmente perigosas porque penetram e se alojam no sistema respiratório. Atualmente representam 65% das emissões veiculares.

Assim, a frase da página 82: “São partículas de carbono tão pequenas que chegam ao alvéolo pulmonar e podem causar inflamações, pois levam consigo uma série de elementos químicos emitidos no ar”, na verdade, quer dizer que essas partículas de carbono **adsorvem** as substâncias poluentes (constituídas por diferentes elementos químicos) e assim transportam essas substâncias para dentro do pulmão, o que aumenta a possibilidade de causarem inflamações.

Adsorver é a propriedade que uma substância apresenta de reter outra substância em sua superfície. É diferente de **absorver**, ou seja, a propriedade que uma substância apresenta de reter outra substância em seu interior.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. Com base no que vimos na teoria e no conhecimento de Química que você adquiriu no Ensino Fundamental, classifique as reações relacionadas a seguir em síntese (composição) ou decomposição (análise) e indique o que significam os sinais em cima de algumas setas.

a) nitrito de amônio $\xrightarrow{\Delta}$ água + nitrogênio
b) óxido de sódio + água $\longrightarrow$ hidróxido de sódio
c) cloreto de sódio $\xrightarrow{i}$ sódio metálico + gás cloro
d) clorato de potássio $\xrightarrow{\Delta}$ cloreto de potássio + + oxigênio
e) cloreto de prata $\xrightarrow{\lambda}$ prata metálica + cloro

2. Explique de que forma a teoria do vitalismo e da “matéria contínua” sustentou a hipótese de transmutação dos metais (a transformação de chumbo em ouro, por exemplo), de modo a manter ativa a prática da alquimia por cerca de 1800 anos.

3. Em relação às reações de síntese e de análise, assinale as afirmações corretas. A resposta deve ser igual à soma dos números das alternativas assinaladas. Soma 15.

X 01. Numa reação de síntese, duas substâncias distintas reagem formando um único produto. Essas reações podem ocorrer com liberação de energia.
X 02. A análise pode ser considerada um processo de identificação e determinação dos elementos que formam um composto.
X 04. Nas reações de análise, uma única substância recebe energia (térmica, luminosa, elétrica) e se transforma em duas ou mais substâncias diferentes.
X 08. As reações de análise podem ocorrer com absorção de energia.
16. As substâncias compostas podem sofrer reação de análise, mas não podem sofrer reação de síntese.
32. Hoje sabemos que, em determinadas condições, o ozônio sofre reação de decomposição formando oxigênio. Isso significa que o ozônio é uma substância composta.

4. Sugestão de trabalho em grupo: No século XVII surgiu uma nova forma de observar a natureza, conhecida como “mecanicismo”. Um de seus seguidores foi o cientista irlandês Robert Boyle (1627-1691). Faça uma pesquisa na internet sobre mecanicismo e sobre Robert Boyle e discuta com seus colegas os seguintes pontos:

a) Quais as diferenças básicas entre a teoria do vitalismo e o mecanicismo (mundo máquina)?
b) Quais as principais colaborações de Robert Boyle como precursor para o surgimento da Química?

2 A combustão

A combustão (queima) é uma reação química que ocorre entre um material combustível (material inflamável), como álcool etílico, gasolina, óleo *diesel*, madeira, papel, etc., e um comburente, geralmente o oxigênio, na presença de energia (calor).

combustível + comburente + calor (X) ⟶ produto da combustão + calor (X + Y)

Apesar de as combustões normalmente necessitarem de algum tipo de energia para serem desencadeadas, elas são reações que liberam muita energia, ou seja, a energia liberada em uma combustão é muito maior do que aquela necessária para dar início ao processo.

O fenômeno da combustão foi muito pesquisado durante o século XVII e começo do XVIII.

Para termos ideia dos fenômenos relacionados à combustão que intrigavam os cientistas, vamos fazer um experimento envolvendo a combustão de dois materiais diferentes: papel e palha de aço, verificando em cada caso como varia a massa dos reagentes para os produtos.

Professor, as instruções para a construção da balança de pratos utilizando material caseiro encontram-se no Manual do Professor.

EXPERIMENTO

Combustão na balança de pratos

Material necessário

- 1 balança de pratos (que pode ser construída pelo professor)
- papel
- palha de aço
- caixa de fósforos

Como fazer

Pegue um pedaço de papel e coloque-o cuidadosamente sobre um dos suportes acima do prato da balança. Equilibre a balança colocando palitos de fósforo, um a um, no outro prato.

Quando a balança estiver equilibrada, acenda o palito de fósforo e queime o papel. Para qual dos lados a balança pende?

Repita o procedimento utilizando um pedaço de palha de aço no lugar do pedaço de papel. O que você observa agora?

Investigue

1. Na combustão do papel, a massa dos produtos é maior, menor ou igual à massa dos reagentes? Como você chegou a essa conclusão?

2. Na combustão da palha de aço, a massa dos produtos é maior, menor ou igual à massa dos reagentes? Como você chegou a essa conclusão?

Dica de segurança

O experimento deve ser feito apenas pelo professor. É necessário ter extremo cuidado com a chama, certificando-se de que não há material inflamável por perto. Os alunos devem fazer observações e podem propor explicações para o que foi observado.

Para que ocorra combustão, é necessário que a quantidade de combustível e de comburente se encontre em uma faixa ideal, dentro dos limites de inflamabilidade. Esses limites (específicos para cada mistura) indicam a porcentagem mínima e a máxima de combustível e de comburente capazes de iniciar uma combustão.

3 Lei da conservação da massa

A História registra que, em 1773, Antoine Laurent de Lavoisier repetiu os experimentos de calcinar metais em recipientes fechados, feitos treze anos antes (em 1760) pelo químico russo Mikhail Vasilyevich Lomonosov (1711-1775). Da mesma forma que Lavoisier, Lomonosov teria chegado à lei da conservação da massa. Sua descoberta, entretanto, não teve impacto por não ter sido divulgada no restante da Europa*, que era o centro científico do século XVIII.

* Isso equivale atualmente ao pesquisador que faz uma grande descoberta, mas não publica seu trabalho em inglês.

É preciso ter consciência de que a ciência que estamos aprendendo é a que se desenvolveu na Europa e, mais tarde, na América do Norte. Isso não significa que seja a única (nem necessariamente a melhor). Paralelamente, povos de todo o mundo – árabes, chineses, indígenas, japoneses, africanos – desenvolveram sua ciência e conhecimento com base na sua cultura, em seus anseios e em suas necessidades.

É impossível dizer quem chegou mais longe ou primeiro em cada descoberta porque geralmente não temos acesso a outras culturas como temos à cultura ocidental (quantos de nós somos capazes de ler um texto em russo, em chinês ou em línguas africanas?).

Observe que, mesmo com a globalização, há muitos fatos científicos importantes que acabam restritos a determinados povos que utilizam uma linguagem pouco conhecida. Quantos pesquisadores já não se dispuseram a morar entre os indígenas e aprender suas línguas para ter acesso ao vasto conhecimento desses povos sobre as propriedades das plantas?

Beatriz Lefèvre/O2 Filmes

Foto do filme *Xingu*, de Cao Hamburger, que conta a trajetória dos irmãos Villas Bôas, que viveram com indígenas para conhecer sua cultura.

O importante é sabermos que a ciência não se desenvolveu só na Europa, embora, muitas vezes, pela forma como se discorre sobre o assunto, seja essa impressão que fique. Assim, o cientista considerado o "pai" da Química moderna no Ocidente é o químico francês Lavoisier, que fez vários experimentos com reações químicas, baseando seu trabalho nas seguintes técnicas experimentais:

- Uso constante de **balanças de alta precisão para a época**.
- Realização das reações químicas em **recipientes fechados**.
- Observação e anotação da **soma das massas dos reagentes** e da **soma das massas dos produtos** participantes das reações.

Lavoisier e a descoberta do oxigênio

Lavoisier descreveu o experimento no qual obteve oxigênio pela calcinação do óxido de mercúrio (obtido, por sua vez, da combustão do mercúrio metálico) no texto intitulado *Elements de Chimie*, publicado em Paris, em 1790, do qual destacamos o seguinte trecho:

Tendo-se posto parte deste ***ar*** *em um tubo de vidro de mais ou menos uma polegada de diâmetro, revelou ele as seguintes propriedades: uma vela ardeu com esplendor deslumbrante, e o carvão, em vez de consumir-se lentamente conforme acontece no ar atmosférico, queimou com chama acompanhada de ruídos crepitantes, como o fósforo, e emitiu chama tão brilhante que os olhos dificilmente a suportavam. Essa espécie de* ***ar*** *foi descoberta quase ao mesmo tempo pelo Sr. Joseph Priestley, pelo Sr. Carl Wilhelm Scheele e por mim.*

O Sr. Scheele chamou-o de ***ar empíreo*** *(supremo). A princípio chamei-o de* ***ar altamente respirável*** *e, desde então, substituí o termo por* ***ar vital***.

CURIOSIDADE

A constatação de que o ar atmosférico é uma mistura de gases

No século XVIII, o ar atmosférico era considerado uma substância. Joseph Priestley (1733-1804) conseguiu demonstrar que essa concepção era falsa. Em 1º de agosto de 1774, Priestley aqueceu óxido de mercúrio II e observou que ocorria desprendimento de um gás desconhecido, capaz de avivar a combustão. Mais tarde, tentou verificar se ele era respirável submetendo alguns animais a um ambiente repleto desse gás. Os animais continuaram vivos. Depois, separou dois ratos, colocou um deles sob uma campânula que continha ar atmosférico e o outro sob uma campânula com o gás desconhecido. Verificou que o primeiro rato logo perdia os sentidos, mas o segundo continuava bem por muito tempo. Concluiu então que alguma coisa mudava no ar, por causa da respiração do animal, e atribuiu essa mudança ao gás desconhecido (que Lavoisier chamaria de oxigênio). Ele ainda supôs que o novo gás se encontrava presente na atmosfera, que, portanto, deveria ser composta de uma mistura de gases.

Na mesma época, Lavoisier mostrou que o ar atmosférico era uma mistura de **ar vital** com um outro “tipo de ar” que não participava da combustão, ao qual ele deu o nome de azoto, mais tarde chamado de nitrogênio pelo químico francês Jean-Antoine Chaptal (1756-1832).

Em 1778, Lavoisier rebatizou o “ar vital” de oxigênio.

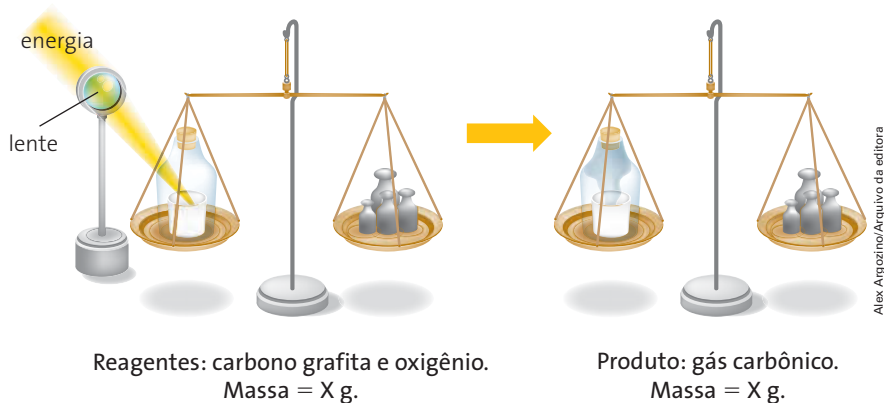
O nome oxigênio vem do grego **oxús**, ‘ácido’ + **gen**, ‘gerador’, que significa ‘gerador de ácidos’. Isso porque Lavoisier equivocadamente pensou que o oxigênio estava presente em todas as substâncias ácidas.

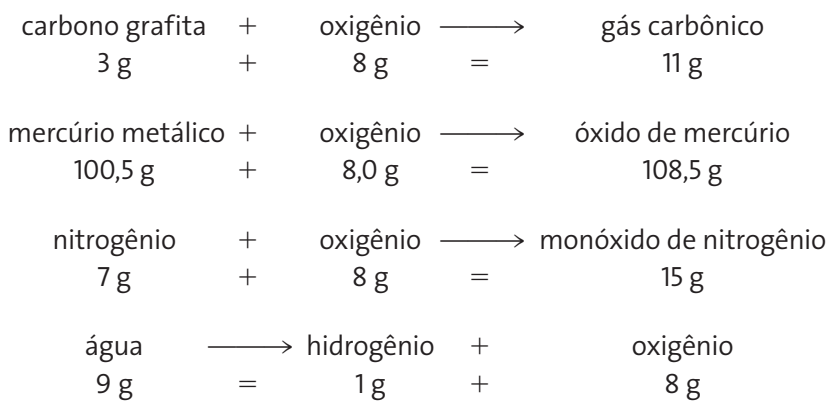
Lavoisier também explicou corretamente que a aparente perda de massa que acompanha a queima de materiais, como o carbono grafita e o papel, ocorre porque os produtos de combustão são gasosos e abandonam o sistema; porém, se as massas de todas as substâncias envolvidas em uma reação química são consideradas, não há, no balanço final, perda ou ganho de massa.

Aos 22 anos, Lavoisier recebeu uma medalha de ouro da Academia de Ciências por seu projeto para a iluminação das ruas de Paris, e com 25 anos se tornou membro da Academia Real de Ciências de Paris.
Aos 26 anos casou-se com Marie-Anne Pierrette Paulze (1758-1836), quando ela tinha apenas 13 anos, e supervisionou pessoalmente a educação da mulher para que ela pudesse auxiliá-lo em seus trabalhos.
Em 1789, ele lançou seu *Tratado Elementar de Química*, considerado o marco do nascimento da Química no ocidente.
Nesse mesmo ano teve início a Revolução Francesa, e Lavoisier foi acusado de peculato, considerado "inimigo do povo" e preso. Os cientistas de toda a Europa, temendo pela vida de Lavoisier, enviaram uma petição aos juízes para que o poupassem em respeito a seu valor científico. Coffinhal, presidente do tribunal, recusou o pedido com uma frase equívoca que se tornou famosa: "A França não precisa de cientistas", e Lavoisier foi guilhotinado em 1794.
Ao matemático Joseph Louis Lagrange (1736-1813) atribui-se uma outra frase famosa: "Não bastará um século para produzir uma cabeça igual à que se fez cair num segundo".

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Reagentes: carbono grafita e oxigênio.
Massa = X g.

Produto: gás carbônico.
Massa = X g.

Lavoisier verificou experimentalmente que essa regularidade ocorria sem restrições. Exemplos:

carbono grafita	+	oxigênio	⟶	gás carbônico
3 g	+	8 g	=	11 g
mercúrio metálico	+	oxigênio	⟶	óxido de mercúrio
100,5 g	+	8,0 g	=	108,5 g
nitrogênio	+	oxigênio	⟶	monóxido de nitrogênio
7 g	+	8 g	=	15 g
água	⟶	hidrogênio	+	oxigênio
9 g	=	1 g	+	8 g

e a partir disso enunciou a **lei de conservação das massas**:

Em uma reação química feita em recipiente fechado, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos.

O que acontece quando uma substância reage? Ela some?

Conhece o ditado "Nada se cria, nada se perde, tudo se transforma"?
Podemos dizer que esse é um enunciado popular da lei de Lavoisier.

Continuando as análises quantitativas de várias substâncias, por meio de reações de síntese e análise, Lavoisier chegou ainda a uma complementação fundamental da lei de conservação das massas. Nas reações químicas, não apenas a massa das substâncias envolvidas se conserva, mas também a massa dos elementos que constituem as substâncias permanece constante.

Isso significa que, nas reações químicas, os elementos não se transformam uns nos outros. Essa conclusão pôs fim, naquela época, às ideias dos alquimistas de transmutação dos metais.

Em relação às perguntas anteriores, podemos afirmar que a resposta é *sim*. A substância em si, ao reagir, acaba sumindo, mas os elementos que constituem essa substância não somem, eles se reorganizam para formar outra(s) substância(s). Por isso a massa total, antes e depois da reação química, permanece a mesma.

Cotidiano do Químico

E como Lavoisier fez para estudar a combustão em recipiente fechado?

Para explicar a combustão num recipiente fechado, Lavoisier montou o seguinte experimento:

Ele colocou mercúrio metálico numa retorta com tubo longo e recurvado (**A**), de modo que o tubo da retorta alcançasse uma redoma (com ar) colocada sobre uma pequena cuba de vidro, na qual também havia mercúrio. Aqueceu então a retorta em um forno, de modo que provocasse a calcinação do mercúrio.

Esse procedimento formou óxido de mercúrio II, um pó vermelho que aderia às paredes da retorta, ao passo que o ar contido na redoma diminuía de volume, reduzindo-se, ao fim do experimento, a quatro quintos do volume inicial.

O mercúrio, portanto, combinou-se com "algo" presente no ar para formar o óxido de mercúrio II, o pó vermelho que se acumulou na retorta.

Lavoisier pôde observar que a "quantidade de ar" na redoma diminuiu porque o mercúrio contido na cuba de vidro ocupou o lugar de parte do ar consumido pela diminuição da pressão dentro da redoma em relação à pressão atmosférica (externa).

Lavoisier se interessou pelo fenômeno da combustão, mas, ao contrário da maioria de seus predecessores, planejou cuidadosamente seus experimentos, medindo com precisão a massa dos materiais submetidos à combustão e a massa dos produtos formados.

Ele prosseguiu queimando tudo o que pudesse ter em mãos, até um diamante, e foi capaz de mostrar que, quando um metal sofre corrosão em um recipiente fechado, o ganho resultante de massa é compensado por uma perda correspondente, em massa, do ar no recipiente.

Concluiu então que, quando um metal sofre corrosão, "algo" do ar penetra no metal ou se combina com ele.

$$\text{metal} + \text{“algo”} \xrightarrow{\text{síntese}} \text{óxido do metal}$$

$$\text{óxido do metal} \xrightarrow{\text{decomposição}} \text{metal} + \text{“algo”}$$

A explicação de Lavoisier sobre o fenômeno da combustão causou uma verdadeira revolução nas ideias da época. Além de invalidar a teoria do flogístico, mudou completamente as antigas noções de transformação química.

Os metais, até então considerados constituídos de óxido e flogístico, passaram a ser considerados substâncias simples, e os óxidos, que eram tidos como elementos, passaram a ser considerados substâncias compostas.

Na época (século XVIII), entendia-se por elemento químico ou simplesmente elemento qualquer substância que não sofresse decomposição (substância simples).

4 Lei das proporções constantes

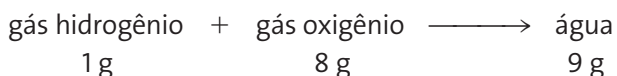
Os cientistas foram descobrindo a composição das substâncias por meio de reações de síntese e de análise. Por exemplo, a decomposição da água por eletrólise (passagem de corrente elétrica) fornece hidrogênio e oxigênio; logo, a água é composta desses elementos.

$$\text{água} \longrightarrow \text{hidrogênio} + \text{oxigênio}$$

Verificou-se experimentalmente que, qualquer que seja a massa de água decomposta, **as massas de hidrogênio e oxigênio obtidas se encontravam sempre numa proporção constante e igual a 1 : 8**, conforme mostram os dados experimentais da tabela a seguir.

massa de água $\longrightarrow$	massa de hidrogênio +	massa de oxigênio	$\frac{\text{massa de hidrogênio}}{\text{massa de oxigênio}}$
4,5 g	0,5 g	4,0 g	$\frac{0{,}5\ g}{4{,}0\ g} = \frac{1}{8}$
9,0 g	1,0 g	8,0 g	$\frac{1{,}0\ g}{8{,}0\ g} = \frac{1}{8}$
18,0 g	2,0 g	16,0 g	$\frac{2{,}0\ g}{16{,}0\ g} = \frac{1}{8}$
100,0 g	11,11 g	88,88 g	$\frac{11{,}11\ g}{88{,}88\ g} = \frac{1}{8}$

Logo, a reação inversa – de síntese entre hidrogênio e oxigênio para formar água – ocorre exatamente nessa proporção, de 1 para 8.

$$\underset{1\ g}{\text{gás hidrogênio}} + \underset{8\ g}{\text{gás oxigênio}} \longrightarrow \underset{9\ g}{\text{água}}$$

Se um dos gases for colocado em quantidade superior a essa proporção definida para a água, a diferença sobrará como **excesso** do gás. Apenas a massa que estiver dentro da proporção 1 de hidrogênio para 8 de oxigênio formará água.

O químico francês Joseph Louis Proust (1754-1826), após cuidadosas investigações sobre o tipo e a quantidade de elementos presentes em diversas substâncias compostas, chegou a uma importante generalização, que ficou conhecida como **lei das proporções constantes ou definidas**:

A proporção em massa das substâncias que reagem e que são produzidas numa reação é fixa, constante e invariável.

Se para um dado material não ocorrer a verificação da lei das proporções constantes, então esse material não é uma substância, mas sim uma mistura.

A decomposição da água por eletrólise foi feita pela primeira vez pelo químico francês Henry Cavendish (1731-1810) utilizando soluções de ácidos.
Na época de Cavendish não existiam instrumentos para medir com precisão a intensidade de corrente que atravessava as soluções. Sem essa medida, o experimento de eletrólise tornava-se apenas qualitativo e não permitia a formulação de leis quantitativas. Para ter uma ideia aproximada das intensidades dessas correntes, Cavendish carregava garrafas de Leyden (um sistema capaz de armazenar energia elétrica), que depois descarregava sobre seu corpo. Pelo choque que sentia, estimava a intensidade de corrente usada no experimento.

Questões

5. (Fempar-PR) Hidrogênio reage com oxigênio na proporção de 1 : 8, em massa, para formar água. A partir da reação descrita e completando com valores, em gramas, os espaços preenchidos com X, Y e Z, na tabela a seguir, teremos, respectivamente:

Sistema	Massa de hidrogênio	Massa de oxigênio	Massa de água	Massa em excesso
I	5 g	32 g	X	Y
II	7 g	Z	63 g	4 g

a) 32; 1 e 56.
b) 36; 2 e 52.
c) 32; 2 e 56.
d) 36; 1 e 56.
X e) 36; 1 e 60.

6. (Unicamp-SP) Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), o iniciador da Química moderna, realizou, por volta de 1775, vários experimentos. Em um desses experimentos aqueceu 100 g de mercúrio em presença do ar, dentro de um recipiente de vidro fechado, obtendo 54 g de óxido vermelho de mercúrio, tendo ficado ainda sem reagir 50 g de mercúrio.
Pergunta-se:
a) Qual a razão entre a massa de oxigênio e a de mercúrio que reagiram?
b) Qual a massa de oxigênio que seria necessária para reagir com todo o mercúrio inicial?

7. Com base na lei de Proust e na lei de Lavoisier, indique os valores das massas que substituiriam corretamente as letras **A**, **B**, **C**, **D**, **E** e **F** no quadro a seguir:

massa de magnésio	+	massa de oxigênio	$\longrightarrow$	massa de óxido de magnésio
24 g	+	16 g	$\longrightarrow$	40 g
48 g	+	A g	$\longrightarrow$	B g
C g	+	4 g	$\longrightarrow$	D g
360 g	+	E g	$\longrightarrow$	F g

8. (Vunesp-SP) Duas amostras de carbono puro de massas 1,00 g e 9,00 g foram completamente queimadas ao ar. O único produto formado nos dois casos, o dióxido de carbono gasoso, foi totalmente recolhido, e as massas obtidas foram 3,66 g e 32,94 g, respectivamente. Utilizando esses dados:
a) demonstre que nos dois casos a lei de Proust é obedecida;
b) determine a composição de dióxido de carbono, expressa em porcentagem em massa de carbono e de oxigênio.

9. (Furg-RS) Assinale a alternativa correta para a seguinte pergunta:

Um pedaço de magnésio ficará mais ou menos "pesado" após sua queima?
a) Mais, pois o metal sofre uma alteração que o deixa tal como "adormecido".
b) Menos, pois uma parte do metal é liberada durante a queima completa dele.
X c) Mais, pois o oxigênio é incorporado formando um composto com o metal.
d) Menos, pois uma parte da massa se transforma em energia, segundo Einstein.
e) Nem mais nem menos — a massa não sofre alteração numa transformação química, segundo Lavoisier.

10. (UFMG) A tabela indica algumas das massas, em gramas, das espécies envolvidas em dois experimentos diferentes segundo a reação genérica A + B $\longrightarrow$ C + 2D. Outras massas estão indicadas pelas letras x, y, w e z. Calcule estas.

Experimento	Estado inicial				Estado final	
	A	B	C	D	A	B
Primeiro	x	49	68	18	0	0
Segundo	y	w	z	54	10	10

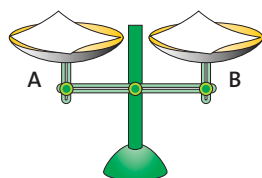
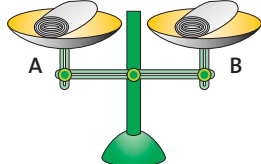
11. Dada a reação de combustão do álcool etílico, encontre os valores das massas que substituiriam corretamente as letras de A até L no quadro a seguir, com base nas leis ponderais.

Álcool etílico	+	Gás oxigênio	$\longrightarrow$	Gás carbônico	+	Água
46 g		96 g		88 g		54 g
9,2 g		**A** g		**B** g		**C** g
D g		9,6 g		**E** g		**F** g
G g		**H** g		22 g		**I** g
J g		**K** g		**L** g		27 g

12. (Fuvest-SP) Devido à toxicidade do mercúrio, em caso de derramamento desse metal, costuma-se espalhar enxofre no local para removê-lo. Mercúrio e enxofre reagem, gradativamente, formando sulfeto de mercúrio.
Para fins de estudo, a reação pode ocorrer mais rapidamente se as duas substâncias forem misturadas num almofariz. Usando esse procedimento, foram feitos dois experimentos. No primeiro, 5,0 g de mercúrio e 1,0 g de enxofre reagiram, formando 5,8 g do produto, sobrando 0,2 g de enxofre. No segundo experimento, 12,0 g de mercúrio e 1,6 g de enxofre forneceram 11,6 g do produto, restando 2,0 g de mercúrio.
Mostre que os dois experimentos estão de acordo com a lei da conservação das massas (Lavoisier) e a lei das proporções definidas (Proust).

Exercícios de revisão

6.1 (Fuvest-SP) Os pratos A e B de uma balança foram equilibrados com um pedaço de papel em cada prato e efetuou-se a combustão apenas do material contido no prato A. Esse procedimento foi repetido com palha de aço em lugar do papel. Após cada combustão observou-se:

com papel — com palha de aço

	com papel	com palha de aço
a)	**A** e **B** no mesmo nível	**A** e **B** no mesmo nível
b)	**A** abaixo de **B**	**A** abaixo de **B**
c)	**A** acima de **B**	**A** acima de **B**
x d)	**A** acima de **B**	**A** abaixo de **B**
e)	**A** abaixo de **B**	**A** e **B** no mesmo nível

6.2 (Uerj) "Na natureza nada se cria, nada se perde; tudo se transforma."
Esse enunciado é conhecido como Lei da Conservação das Massas ou Lei de Lavoisier. Na época em que foi formulado, sua validade foi contestada, já que na queima de diferentes substâncias era possível observar aumento ou diminuição de massa.
Para exemplificar esse fenômeno, considere as duas balanças idênticas I e II mostradas na figura a seguir. Nos pratos dessas balanças foram colocadas massas idênticas de carvão e de esponja de aço, assim distribuídas:
– pratos A e C: carvão;
– pratos B e D: esponja de aço.

A seguir, nas mesmas condições reacionais, foram queimados os materiais contidos em B e C, o que provocou desequilíbrio nos pratos das balanças. Para restabelecer o equilíbrio, serão necessários procedimentos de adição e retirada de massas, respectivamente, nos seguintes pratos:
x a) A e D b) B e C c) C e A d) D e B

6.3 (Unicamp-SP) Hoje em dia, com o computador e o telefone celular, a comunicação entre pessoas a distância é algo quase que "banalizado". No entanto, nem sempre foi assim. Por exemplo, algumas tribos de índios norte-americanas utilizavam códigos com fumaça produzida pela queima de madeira para se comunicarem a distância. A fumaça é visível devido à dispersão da luz que sobre ela incide.
a) Considerando que a fumaça seja constituída pelo conjunto de substâncias emitidas no processo de queima da madeira, quantos "estados da matéria" ali comparecem? Justifique.
b) Pesar a fumaça é difícil, porém, "para se determinar a massa de fumaça na queima de uma certa quantidade de madeira, basta subtrair a massa de cinzas da massa inicial de madeira". Você concorda com a afirmação que está entre aspas? Responda *sim* ou *não* e justifique.

6.4 No quadro estão escritas algumas reações de síntese (sem excesso de reagentes). Com base na lei de Lavoisier, indique os valores das massas que substituiriam corretamente as letras **A**, **B**, **C**, **D**, **E** e **F** nestas reações.

Reagente I	+	Reagente II	⟶	Produto
A g de grafita	+	96 g de gás oxigênio	⟶	132 g de gás carbônico
12 g de gás hidrogênio	+	**B** g de gás nitrogênio	⟶	68 g de gás amônia
80 g de cálcio metálico	+	**C** g de gás oxigênio	⟶	112 g de óxido de cálcio
448 g de ferro metálico	+	256 g de enxofre	⟶	**D** g de sulfeto ferroso
E g de gás hidrogênio	+	56 g de gás oxigênio	⟶	63 g de água
48 g de magnésio	+	**F** g de gás oxigênio	⟶	80 g de óxido de magnésio

6.5 Demonstre a lei das proporções definidas de Proust com base nos dados experimentais fornecidos a seguir:

hidrogênio	+	nitrogênio	⟶	amônia
1,00 g	+	4,66 g	⟶	5,66 g
2,00 g	+	9,33 g	⟶	11,33 g
3,00 g	+	14,00 g	⟶	17,00 g

6.6 (UFMG) As seguintes reações químicas ocorrem em recipientes abertos, colocados sobre uma balança:
I. Reação de bicarbonato de sódio com vinagre, em um copo.
II. Queima de álcool, em um vidro de relógio.
III. Enferrujamento de um prego de ferro, colocado sobre um vidro de relógio.
IV. Dissolução de um comprimido efervescente, em um copo com água.
Em todos os exemplos, durante a reação química, a balança indicará uma diminuição da massa contida no recipiente, exceto em:
x a) III. b) IV. c) I. d) II.

CAPÍTULO 7

Átomos e moléculas

Saiu na Mídia!

Mudanças climáticas, camada de ozônio e governança global

"Um resfriamento global, com mais invernos rigorosos e má distribuição de chuvas, é esperado nos próximos vinte anos, em vez do aquecimento global antropogênico (AGA) alardeado pelo Painel Intergovernamental de Mudanças Climáticas (IPCC).

O AGA é uma hipótese sem base científica sólida. [...]

Seu pilar básico é a intensificação do efeito estufa pelas ações humanas emissoras de dióxido de carbono e metano, por meio da queima de combustíveis fósseis e de florestas tropicais, das atividades agrícolas e da pecuária ruminante.

Porém, o efeito estufa jamais foi comprovado, nem sequer é mencionado nos textos de Física. Ao contrário, há mais de cem anos o físico Robert W. Wood demonstrou que seu conceito é falso.

As temperaturas já estiveram mais altas com concentrações de gás carbônico inferiores às atuais. Por exemplo, entre 1925 e 1946 o Ártico, em particular, registrou aumento de 4 °C com concentração de gás carbônico inferior a 300 ppmv (partes por milhão em volume). Hoje, a concentração é de 390 ppmv.

Após a Segunda Guerra, quando as emissões aumentaram significativamente, a temperatura global diminuiu até a metade dos anos 1970.

Ou seja, é obvio que o gás carbônico não controla o clima global. Reduzir as emissões, a um custo enorme para a sociedade, não terá impacto no clima. Como mais de 80% da matriz energética global depende de combustíveis fósseis, reduzir emissões significa reduzir a geração de energia e condenar países subdesenvolvidos à pobreza eterna, aumentando as desigualdades sociais no planeta.

Essa foi, em essência, a mensagem central da carta aberta entregue à presidenta Dilma Rousseff antes da Rio+20 – assinada por 18 cientistas brasileiros, eu inclusive.

A trama do AGA não é novidade e seguiu a mesma receita da suposta destruição da camada de ozônio pelos clorofluorcarbonos (CFC) nos anos 1970 e 1980.

Criaram a hipótese que moléculas de CFC, cinco a sete vezes mais pesadas que o ar, subiam a mais de 40 km de altitude, onde ocorre a formação de ozônio. **Cada átomo de cloro liberado destruiria milhares de moléculas de ozônio, reduzindo a sua concentração e permitindo a maior entrada de radiação ultravioleta na Terra, o que aumentaria os casos de câncer de pele e eliminaria milhares de espécies de seres vivos.**

Reuniões com cientistas, inclusive de países subdesenvolvidos, foram feitas para dar um caráter pseudocientífico ao problema inexistente [...]

Porém, em 2007 cientistas do Jet Propulsion Laboratory da Nasa demonstraram que as [...] equações não ocorrem nas condições da estratosfera antártica e que não são a causa da destruição do ozônio."

Luiz Carlos Baldicero Molion (Físico pela USP, Ph.D. em Meteorologia pela Universidade de Wisconsin, Estados Unidos, e Professor Associado da Ufal, Maceió, AL.). Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/fsp/opiniao/57751-mudancas-climaticas-e-governanca-global.shtml>. Acesso em: 24 ago. 2012.

Você sabe explicar?

O que é uma molécula? O que é um átomo?

Na tabela abaixo estão apresentadas as principais etapas do método científico indutivo utilizado pelos cientistas para a construção do conhecimento que vamos começar a estudar agora.

Etapas	Características
Observação	Descrição qualitativa e/ou quantitativa de um fenômeno.
Experimentação	Verificação prática de todas as condições em que ocorre o fenômeno em estudo.
Verificação de regularidades	Constatação das condições em que o fenômeno se repete da mesma maneira.
Reunião e organização dos dados	Organização dos dados obtidos.
Interpretação	Interpretação e explicação do fenômeno a partir dos dados obtidos.
Afirmação de regras	Generalizações de fatos que ocorrem apenas com uma parcela dos itens relacionados ao fenômeno.
Afirmação de leis	Generalizações que ocorrem sem restrições, baseadas em experimentações e deduções lógicas.
Elaboração de teorias	A teoria elaborada para a explicação de uma lei pode ser abandonada a favor de outra teoria que se mostre mais completa e correta.
Criação de modelos	Um modelo é uma imagem mental que o cientista utiliza para explicar uma teoria a respeito de um fenômeno que não pode ser observado diretamente.
Previsão de outros fenômenos	A teoria elaborada para explicar o fenômeno deve ser capaz de prever o que ocorrerá em outras situações além das que foram experimentadas.

Photoresearchers/Latinstock

Nos laboratórios de Química dirigidos à pesquisa, os equipamentos computadorizados são indispensáveis.

Desse modo, segundo o método indutivo, o cientista deve primeiro observar dados concretos e depois, a partir de uma base experimental, estruturar sua teoria. Dessa forma, qualquer teoria antecipada ao experimento era considerada um entrave ao progresso da ciência.

Porém, esse não é mais o método empregado.

E hoje em dia, como é feito?

Os progressos científicos sucessivos exigem sistemas mais rápidos de pesquisa. Para atender a essa demanda, foram implantadas mudanças gradativas no método de pesquisa e análise dos fenômenos.

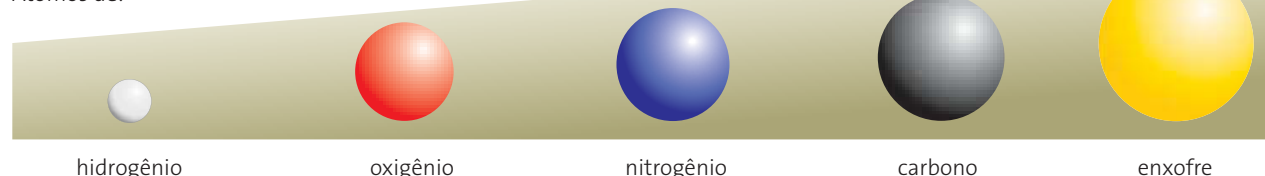
- Primeiro os cientistas imaginam as teorias mais prováveis para explicar um fenômeno em estudo.
- Só depois essas implicações da teoria são verificadas na prática.

As informações obtidas experimentalmente servem para aperfeiçoar a teoria. O processo, repetido quantas vezes for necessário, acaba levando a um modelo teórico mais preciso. Na Física, por exemplo, quando a Mecânica clássica passou a ser insuficiente para explicar determinadas observações experimentais (como o comportamento das partículas da matéria), os cientistas chegaram à Mecânica quântica (que explica o comportamento físico de partículas), utilizando essa sequência de procedimentos.

1 Modelo atômico de Dalton

Em 1803, o químico inglês John Dalton (1766-1844) desenvolveu uma teoria sobre a estrutura da matéria retomando a antiga ideia de átomo (partícula indivisível) imaginada pelos filósofos gregos Demócrito e Leucipo, por volta de 450 a.C. (matéria descontínua). Dalton foi muito habilidoso na elaboração de modelos mentais e na construção de representações físicas desses modelos. Ele utilizou pequenos círculos para representar os átomos dos diferentes elementos químicos.

Neste livro, representamos os átomos de Dalton da maneira a seguir, com diâmetros relativos e cores fantasia, para tornar a explicação mais fácil e didática.

As cores da figura abaixo são ilustrativas; átomos e moléculas não têm cor. As imagens estão fora de tamanho de escala.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Postulados de Dalton

Utilizando seu modelo, Dalton estabeleceu os postulados* a seguir:

I. Todas as substâncias são constituídas de minúsculas partículas, denominadas átomos. Os átomos não podem ser criados nem destruídos. Cada substância é constituída de um único tipo de átomo.

II. As substâncias simples, ou elementos, são formadas de "átomos simples", que são átomos isolados, pois átomos de um mesmo elemento químico sofrem repulsão mútua. Os "átomos simples" são **indivisíveis**.

III. As substâncias compostas são formadas de "átomos compostos", capazes de se decomporem, durante as reações químicas, em "átomos simples".

IV. Todos os átomos de uma mesma substância são idênticos na forma, no tamanho, na massa e nas demais propriedades; átomos de substâncias diferentes possuem forma, tamanho, massa e propriedades diferentes. A massa de um "átomo composto" é igual à soma das massas de todos os "átomos simples" componentes.

Embora a teoria atômica de Dalton tenha surgido em um momento histórico no qual era muito grande o volume de informações sobre as quantidades de substâncias envolvidas em reações químicas, a atenção de Dalton estava voltada para outra direção. Seu interesse original e permanente sempre foi a Meteorologia, o ar atmosférico e os gases que o compõem. Foram esses estudos que o levaram a desenvolver sua teoria atômica.

* Postulados são uma série de afirmações ou proposições que não podem ser comprovadas, mas que são admitidas como verdadeiras, servindo de ponto de partida para a dedução, ou conclusão, de outras afirmações.

Ricardo Azoury/Pulsar Imagens

Queimada em canavial
A queima completa do carbono (matéria orgânica) produz gás carbônico e água. O monóxido de carbono (gás tóxico que se combina com a hemoglobina do sangue impedindo o transporte de oxigênio) é produto da queima incompleta.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Os postulados de Dalton explicavam por que **compostos diferentes** podem ser formados pelos **mesmos elementos químicos**, ou seja, bastava para isso que a **proporção entre esses elementos fosse diferente nos diferentes compostos**. Por meio de uma única ideia, era possível explicar todas as leis ponderais que regiam as transformações químicas. Observe os exemplos a seguir envolvendo a queima do carbono:

- Dado experimental: uma massa igual a 3 g de carbono se combina com 4 g de gás oxigênio para formar 7 g de um gás muito tóxico, o monóxido de carbono.

Explicação pela teoria de Dalton: os “átomos compostos” de monóxido de carbono são constituídos de um “átomo simples” de carbono e um “átomo simples” de oxigênio.

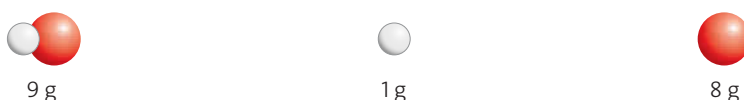
- Dado experimental: uma massa igual a 3 g de carbono se combina com 8 g de gás oxigênio para formar 11 g de um gás atóxico, o dióxido de carbono (ou gás carbônico).

Explicação: pela teoria de Dalton, no dióxido de carbono, que contém duas vezes mais oxigênio para a mesma quantidade de carbono, cada “átomo composto” é formado de um “átomo simples” de carbono e dois “átomos simples” de oxigênio.

A partir dessa argumentação, os cientistas da época passaram a aceitar integralmente a teoria atômica.

O conceito de massa relativa

Dalton também acreditava que os átomos eram muito pequenos e não podiam ser vistos ou contados. Desse modo, não seria possível medir a massa de cada átomo individualmente, mas partindo de informações experimentais e de algumas “suposições”, seria possível estabelecer uma **relação entre as massas** dos diversos tipos de átomo.

Ele utilizou a regra da máxima simplicidade para determinar as **massas atômicas relativas** dos elementos. Como os experimentos mostravam que cada 9 g de água decomposta formava 1 g de hidrogênio e 8 g de oxigênio, ele considerou o “átomo composto” de água formado por um “átomo simples” de hidrogênio e por um “átomo simples” de oxigênio; logo, as massas relativas desses elementos seriam, respectivamente, 1 e 8.

Apesar de as conclusões de Dalton em relação à composição da água serem **incorretas**, conforme ficou provado experimentalmente depois, a ideia de trabalhar com uma **relação de massas** para ter um parâmetro de grandeza dos diferentes tipos de átomo foi extremamente importante para o desenvolvimento da Química. Esse conceito é utilizado até hoje.

CURIOSIDADE

John Dalton nasceu em 6 de setembro de 1766, na Inglaterra, em Eaglesfield, Cumberland, nos primeiros anos da Revolução Industrial.

Apesar da pouca eloquência e do discurso monótono, Dalton sabia explicar com clareza certos problemas científicos. Contam que, quando tinha 10 anos, ele foi o único que conseguiu demonstrar a alguns camponeses qual a diferença entre uma área de 60 metros quadrados e um quadrado com 60 metros de lado.

A vocação de Dalton permitiu que ele se tornasse professor de Matemática da escola onde havia estudado com apenas 12 anos de idade. Enquanto lecionava, Dalton procurava consolidar sua formação básica em Matemática, Ciências Naturais e Grego. A Meteorologia, no entanto, sempre foi seu maior interesse. Ainda aos 12 anos, Dalton começou a anotar sistematicamente observações meteorológicas diárias, montando um registro que, cinquenta anos depois, conteria cerca de 200 mil anotações, muito úteis no estudo retrospectivo do clima.

Em 1794, publicou o livro *Fatos extraordinários relativos à visão das cores*, em que descrevia de maneira minuciosa e científica o problema de visão que o tornava incapaz de distinguir certas cores e que acabou entrando para a Medicina com um termo associado a seu nome – daltonismo. Dalton faleceu em 1844, aos 78 anos de idade.

Album/Oronoz/Latinstock

John Dalton

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. Julgue a afirmação a seguir como verdadeira ou falsa, justificando sua posição.
"Os modelos que os cientistas criam para ilustrar uma teoria representam um retrato macroscópico fiel do que foi observado microscopicamente."

2. Em relação à teoria de Dalton, responda:

a) Por que, segundo Dalton, as substâncias simples eram necessariamente formadas por átomos isolados ("átomos simples")?

b) O que levou Dalton a concluir que o "átomo composto" de água – conforme ele chamava – era formado de um "átomo simples" de oxigênio e um "átomo simples" de hidrogênio?

2 A lei volumétrica de Gay-Lussac

Gay-Lussac contou com a ajuda do explorador e naturalista alemão Alexander Friedrich Wilhelm Heinrich, denominado barão von Humboldt (1769-1859), em suas pesquisas.

O cientista francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), por volta de 1808, fez voos de balão para estudar a atmosfera superior, o que o levou a realizar pesquisas sobre as propriedades de combinação dos gases.

Como parte dessas pesquisas, Gay-Lussac fez passar uma corrente elétrica pela água (eletrólise), um experimento que estava sendo repetido por vários cientistas desde a descoberta da pilha voltaica, uma fonte constante de energia elétrica.

Que tal também fazermos a eletrólise da água para acompanharmos melhor as ideias de Gay-Lussac?

EXPERIMENTO

Eletrólise da água

Material necessário

- 2 eletrodos de fio de cobre grosso, de 2,5 mm de diâmetro e 20 cm de comprimento, descascados nas extremidades
- cuba de plástico feita com o fundo de uma garrafa PET transparente de 2 L
- 2 seringas de 5 mL de capacidade (sem agulha)
- massa de modelar ou parafina (para vedar as seringas)
- tira de isopor que caiba na cuba (para dar suporte às seringas)
- 1 bateria de 6 V (bateria de moto) ou 4 pilhas alcalinas de 1,5 V ligadas em série em um porta-pilhas
- 2 fios de cobre bem finos de aproximadamente 40 cm de comprimento (comprados em loja de material elétrico)
- fita adesiva
- água
- 1 colher rasa de café de sulfato de sódio

Como fazer

Faça uma solução diluída de sulfato de sódio, dissolvendo uma colher rasa do sal em 500 mL de água. Reserve.

Fure a tira de isopor próximo às duas extremidades para poder encaixar as duas seringas, lado a lado na placa. Reserve. Vede as pontas das seringas com massa de modelar ou parafina. Reserve.

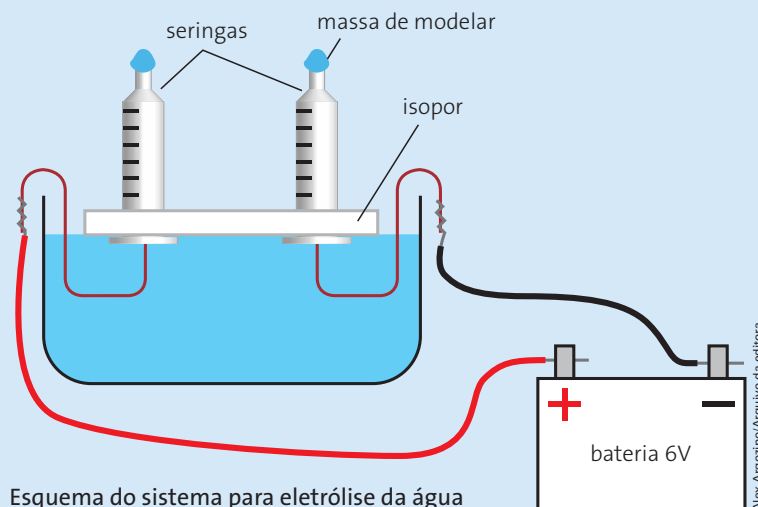
Remova 2 cm da parte isolante das extremidades de cada fio de cobre grosso para fazer os eletrodos e ajeite seu formato em "S" para que uma parte dele possa ficar dentro da cuba, encaixada em uma seringa, e a outra fique para fora da cuba para ser ligada, por meio de um fio de cobre fino, a um dos polos da bateria (observe o esquema na página ao lado).

Se necessário, utilize a fita adesiva para prender o fio de cobre fino ao eletrodo e à bateria.

Coloque a solução aquosa de sulfato de sódio até 2/3 da altura da cuba.

Encha uma seringa completamente com a solução, tape-a com a palma da mão e emborque-a na solução da cuba. Só retire a mão quando a boca da seringa estiver abaixo do nível da solução na cuba, de modo que não fique ar dentro da seringa. Encaixe a seringa no suporte de isopor e arrume dentro dela um dos eletrodos de cobre.

A palavra *eletrodo* significa 'caminho para a eletricidade'. O eletrodo ligado ao **polo positivo** da bateria é denominado **ânodo**. O eletrodo ligado ao **polo negativo** é denominado **cátodo**.

Repita o procedimento descrito anteriormente com a outra seringa e o outro eletrodo. O sistema final deverá ficar semelhante ao do esquema. Deixe a eletrólise ocorrer até que uma das seringas fique cheia de gás. Em se-

Esquema do sistema para eletrólise da água

guida, o professor poderá fazer os testes demonstrativos para o reconhecimento dos gases hidrogênio e oxigênio.

- Teste do hidrogênio: Retire da cuba a seringa que você acredita que tenha o gás hidrogênio, mantendo-a com a boca virada para baixo para evitar que o gás (que é menos denso que o ar) escape. Aproxime da seringa um palito de fósforo aceso. O que você observa? Por quê?
- Teste do oxigênio: Retire da cuba a seringa que você acredita que tenha o gás oxigênio, mantendo-a inclinada, com a boca virada para cima (o oxigênio é mais denso que o ar), e aproxime um palito de fósforo em brasa ou um pedaço de palhinha de aço começando a queimar. O que você observa? Por quê?

Descarte de rejeitos

A solução de sulfato de sódio pode ser descartada diretamente na pia. A bateria (ou as pilhas) contém metais pesados e tóxicos, além de outros materiais poluentes; quando gastas, devem ser entregues em postos de coleta especializados para serem devolvidas ao fabricante, que irá reciclá-las.

Investigue

1. Em qual dos eletrodos o oxigênio é produzido: no ânodo ou no cátodo? E o hidrogênio? Como você chegou a essa conclusão?

2. O volume de gases hidrogênio e oxigênio obtidos é exatamente o que você esperava? Se não, proponha uma explicação (se necessário, investigue a respeito) para a proporção entre volumes observada.

3. Nossa proposta é dar preferência à utilização de materiais do dia a dia nos experimentos. Por que então preferimos utilizar sulfato de sódio em vez de cloreto de sódio (sal de cozinha) se ambos formam com a água uma solução condutora? Se não conseguir responder, repita o experimento substituindo o sulfato de sódio pelo cloreto de sódio. O que você observa? Explique.

Dicas de segurança

1) O sulfato de sódio é um pó branco, sem cheiro e de toxicidade média quando ingerido. Não causa irritações na pele nem nas membranas mucosas, mas em grandes concentrações pode causar irritações às narinas e aos olhos. Não é inflamável. É usado na manufatura de papelão, vidro, papel *kraft*, cerâmica vitrificada, detergente, fibras têxteis (viscose, raiom), tintas e corantes, e aditivos de alimentos. Na Medicina é usado como laxante. Pode ser encontrado em algumas farmácias.

2) Os testes devem ser feitos apenas pelo professor, tomando extremo cuidado com a chama, certificando-se de que não há materiais inflamáveis por perto. Os alunos farão observações e poderão propor explicações para o que foi observado.

Lei das proporções volumétricas constantes

Todos os experimentos de Gay-Lussac estão sendo considerados sob **condições constantes de temperatura e pressão**.

As experiências de Gay-Lussac com a decomposição e a síntese da água podem ser esquematizadas da seguinte maneira:

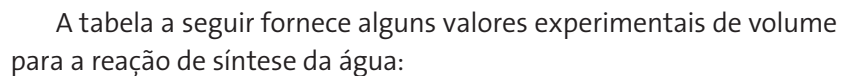
Reação de síntese da água

- Na reação de síntese do vapor de água a partir dos gases hidrogênio e oxigênio, observa-se a seguinte proporção invariável: cada 2 volumes de gás hidrogênio reagem com 1 volume de gás oxigênio para formar 2 volumes de vapor de água.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Ilustrações: Alex Argozino/ Arquivo da editora

A tabela a seguir fornece alguns valores experimentais de volume para a reação de síntese da água:

volume de hidrogênio	+	volume de oxigênio	→	volume de água	excesso
10 litros		5 litros		10 litros	Não há
10 litros		8 litros (5 L + 3 L)		10 litros	3 L de oxigênio
10 litros (8 L + 2 L)		4 litros		8 litros	2 L de hidrogênio

Esses resultados levaram Gay-Lussac a afirmar que a água era composta de duas partes de hidrogênio e uma de oxigênio (em volume).

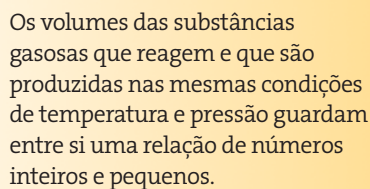
Apesar de Gay-Lussac acreditar que seus experimentos comprovavam a teoria atômica de Dalton, muitos cientistas criticaram seu trabalho, pois, se ele estivesse certo, as **massas relativas** do hidrogênio e do oxigênio deveriam ser respectivamente 2 e 16. Em outras palavras, para que a proporção experimental de 1 : 8 entre hidrogênio e oxigênio fosse mantida, se o "átomo composto de água" tivesse dois hidrogênios, a massa relativa do oxigênio deveria ser 16.

$$\frac{\text{hidrogênio}}{\text{oxigênio}} = \frac{1}{8} = \frac{2}{16}$$

Observe a seguir o resultado de outros experimentos semelhantes.

Os volumes das substâncias gasosas que reagem e que são produzidas nas mesmas condições de temperatura e pressão guardam entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

Reação de síntese do monóxido de nitrogênio

- Na reação de síntese do gás monóxido de nitrogênio a partir dos gases nitrogênio e oxigênio observa-se a seguinte proporção invariável: cada 1 volume de gás nitrogênio reage com 1 volume de gás oxigênio, produzindo 2 volumes de gás monóxido de nitrogênio.

Reação de síntese da amônia

- Na reação de síntese da amônia a partir dos gases hidrogênio e nitrogênio, em que as condições de temperatura e pressão foram mantidas constantes durante todo o processo, observa-se a seguinte proporção invariável: cada 1 volume de gás nitrogênio reage com 3 volumes de gás hidrogênio para formar 2 volumes de gás amônia.

Analisando essas informações, você consegue chegar a alguma conclusão? Qual? Na realidade, essa proporção constante de volumes que reagem e que são produzidos pode ser verificada em qualquer reação cujos componentes estejam na fase gasosa (a pressão e temperatura constantes) e é reconhecida como lei das proporções volumétricas constantes, enunciada da seguinte maneira:

> Os volumes das substâncias gasosas que reagem e que são produzidas nas mesmas condições de temperatura e pressão guardam entre si uma relação de números inteiros e pequenos.

Apic/Getty Images

O cientista francês Gay-Lussac

Questões

3. Forneça o valor do volume que substituiria corretamente as letras **A**, **B**, **C**, **D**, **E** e **F** no quadro a seguir, relacionadas à reação de síntese do gás cloreto de hidrogênio, feita em condições constantes de pressão e temperatura.

hidrogênio		cloro		cloreto de hidrogênio
7 litros		7 litros		14 litros
A litros	+	**B** litros	⟶	15 litros
C litros		3 litros		**D** litros
2 litros		**E** litros		**F** litros

4. (Vunesp-SP) Considere a reação a seguir em fase gasosa:

1 gás nitrogênio + 3 gás hidrogênio ⟶ 2 gás amônia

Fazendo-se reagir 4 L de gás nitrogênio com 9 L de gás hidrogênio em condições de pressão e temperatura constantes, pode-se afirmar que:

a) os reagentes estão em quantidades proporcionais à indicada na reação.
X b) o gás nitrogênio está em excesso.
c) após o fim da reação, os reagentes são totalmente convertidos em gás amônia.
d) a reação se processa com aumento do volume total.
e) após o fim da reação, são formados 8 L de gás amônia.

3 Contradições com a teoria de Dalton

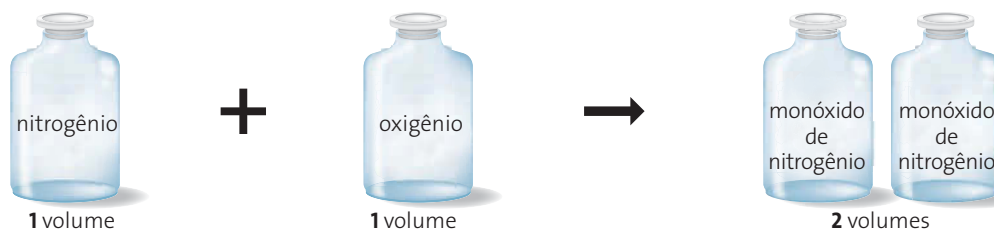
As pesquisas de Gay-Lussac chamaram a atenção dos cientistas pela simplicidade da relação entre os volumes dos gases participantes de uma reação, pois mostrava evidências da manifestação de alguma propriedade importante dos gases.

Gay-Lussac acreditava que suas observações confirmavam a teoria atômica de Dalton e, com base nessa teoria, elaborou uma hipótese: "**Volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de átomos**".

Ocorre que a hipótese de Gay-Lussac era contraditória, pois se fosse verdade que volumes iguais de gases diferentes (nas mesmas condições de pressão e temperatura) tivessem o mesmo número de átomos, então um volume de gás nitrogênio (que segundo Dalton era constituído por um "átomo simples" de nitrogênio) deveria reagir com um volume de gás oxigênio (constituído por um "átomo simples" de oxigênio), produzindo um volume de gás monóxido de nitrogênio (formado por um "átomo composto" de monóxido de nitrogênio), mas na prática não era assim.

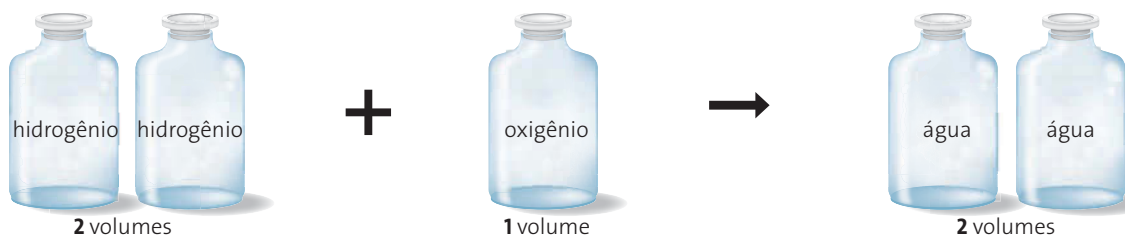
Pela **hipótese de Gay-Lussac**:

Mas os **experimentos de Gay-Lussac** mostravam que:

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Ilustrações: Alex Argozino/Arquivo da editora

O mesmo ocorria na reação de síntese da água.

Dalton dizia que um "átomo simples" de hidrogênio reagia com um "átomo simples" de oxigênio, formando um "átomo composto" de água.

Mas os **experimentos de Gay-Lussac** mostravam que dois volumes de gás hidrogênio reagiam com um volume de gás oxigênio para formar dois volumes de água.

A teoria tornou-se incompatível com as observações experimentais. Outras contradições como essa foram verificadas na prática em diversas reações.

A resposta para esse impasse e a explicação para a lei de Gay-Lussac foram encontradas pelo físico italiano Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856).

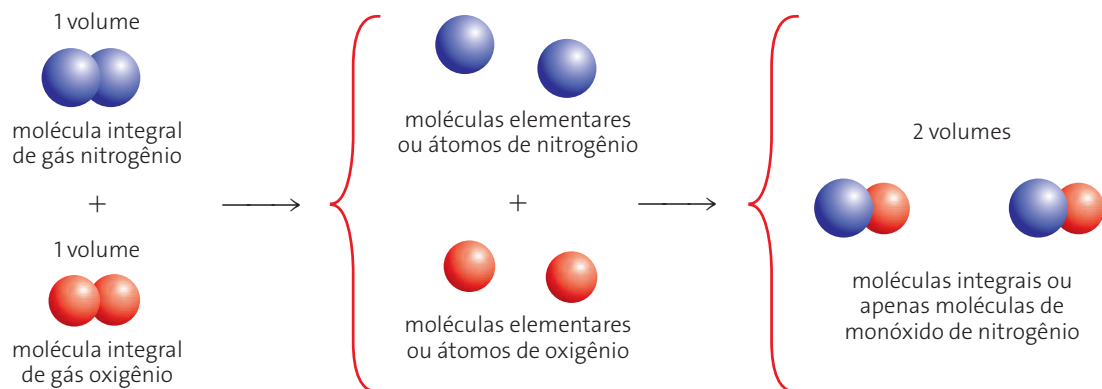
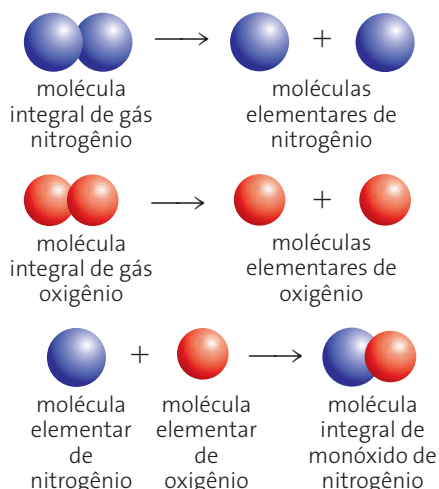
O conceito de molécula

Avogadro sugeriu que todas as contradições teóricas e práticas entre a hipótese de Gay-Lussac e a teoria atômica de Dalton podiam ser eliminadas se fosse introduzido o conceito de molécula.

Ele utilizou o seguinte raciocínio: na reação entre os gases nitrogênio e oxigênio formando o gás monóxido de nitrogênio, por exemplo, cada "molécula integral" de gás nitrogênio divide-se em duas "moléculas elementares" (ou meias moléculas ou átomos) de nitrogênio.

O mesmo ocorre com cada "molécula integral" de gás oxigênio, que se divide em duas "moléculas elementares" (átomos) de oxigênio.

A união entre uma "molécula elementar" (átomo) de nitrogênio e uma "molécula elementar" (átomo) de oxigênio produz uma "molécula integral" (ou apenas molécula) de monóxido de nitrogênio.

Por isso, a reação entre uma "molécula integral" de nitrogênio e uma "molécula integral" de oxigênio produz duas "moléculas integrais" de monóxido de nitrogênio, o que está de acordo com os resultados obtidos nos experimentos volumétricos de Gay-Lussac.

Na reação de síntese da água, cada molécula de gás hidrogênio é formada por dois átomos de hidrogênio, e cada molécula de gás oxigênio é formada por dois átomos de oxigênio.

Durante a reação, as "moléculas integrais" separam-se em "átomos elementares", e cada dois átomos de hidrogênio, se unem a um átomo de oxigênio para formar no total duas moléculas de água.

O que é uma molécula? O que é um átomo?

A palavra “molécula” é de origem latina e significa ‘pequena massa’. A definição proposta por Avogadro é:

> Molécula é a menor partícula de uma substância capaz de existir isoladamente; consequentemente, o átomo é a menor quantidade de um elemento químico encontrado nas moléculas de diferentes substâncias.

Desse modo, as moléculas seriam formadas de pequenos agregados de átomos, de elementos químicos iguais ou diferentes.

Lembre-se de que é muito raro encontrar uma substância isolada na natureza. Normalmente as substâncias são encontradas misturadas umas às outras.

Até hoje é comum utilizar o modelo de molécula de Avogadro para estabelecer a diferença entre substância simples e substância composta. Essa definição, entretanto, é relativamente incompleta, já que nem todos os materiais são formados por moléculas.

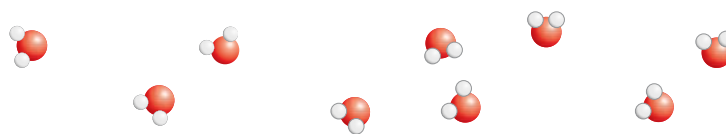
De qualquer forma, para os materiais formados por moléculas, temos, segundo a teoria de Avogadro:

- As moléculas das **substâncias simples** e das **substâncias compostas** são constituídas de pelo menos dois átomos.
- As moléculas das **substâncias simples** são constituídas de átomos de **mesmo elemento químico** (átomos iguais não sofrem repulsão mútua).

Exemplo de substância simples: oxigênio.

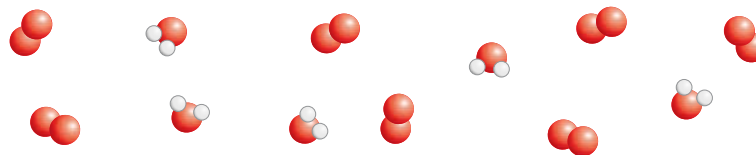
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

- As moléculas das **substâncias compostas** são constituídas de átomos de **dois ou mais elementos químicos diferentes**.

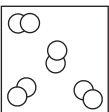
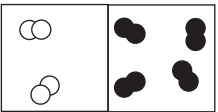
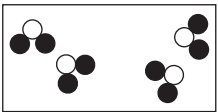
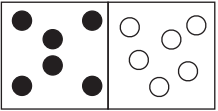
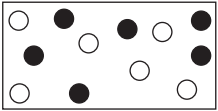
Exemplo de substância composta: água.

- Numa reação química, as moléculas podem ser divididas, mas os átomos permanecem indivisíveis.

Com base no que foi exposto, também podemos definir:

- Uma **substância** é formada por um único tipo de molécula.
- Uma **mistura** é formada por moléculas diferentes.

Exemplo de mistura: oxigênio em água.

Questões

5. (Enem) Quando definem moléculas, os livros geralmente apresentam conceitos como: “a menor parte da substância capaz de guardar suas propriedades”. A partir de definições desse tipo, a ideia transmitida ao estudante é a de que o constituinte isolado (moléculas) contém os atributos do todo. É como dizer que uma molécula de água possui densidade, pressão de vapor, tensão superficial, ponto de fusão, ponto de ebulição, etc. Tais propriedades pertencem ao conjunto, isto é, manifestam-se nas relações que as moléculas mantêm entre si.

Adaptado de: OLIVEIRA, R. J. O mito da substância. *Química nova na escola*, n. 1, 1995.

O texto evidencia a chamada visão substancialista que ainda se encontra presente no ensino da Química. A seguir estão relacionadas algumas afirmativas pertinentes ao assunto.

I. O ouro é dourado, pois seus átomos são dourados.
II. Uma substância “macia” não pode ser feita de moléculas “rígidas”.
III. Uma substância pura possui pontos de ebulição e fusão constantes, em virtude das interações entre suas moléculas.
IV. A expansão dos objetos com a temperatura ocorre porque os átomos se expandem.

Dessas afirmativas, estão apoiadas na visão substancialista criticada pelo autor apenas

a) I e II.
b) III e IV.
c) I, II e III.
x d) I, II e IV.
e) II, III e IV.

6. (UPM-SP) Comparando as situações INICIAL e FINAL nos sistemas I, II e III, observa-se:

	inicial	final
I		
II		
III	T = 25 °C e P = 1 atm	T = 25 °C e P = 1 atm

a) a ocorrência de um fenômeno químico no sistema I.
b) a formação de uma mistura no sistema II.
c) uma mudança de uma mistura no sistema III.
d) a formação de uma mistura no sistema I.
x e) a ocorrência de um fenômeno químico no sistema II.

7. (Unirio-RJ) “A vida na Terra depende de dois processos básicos: a fotossíntese e a fixação biológica do nitrogênio. Por meio da fotossíntese, plantas e microrganismos convertem o dióxido de carbono atmosférico em moléculas orgânicas, liberando oxigênio como subproduto. A fixação biológica do nitrogênio (...) é operada por bactérias.”

SCIENTIFIC AMERICAN, 2004

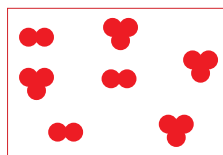
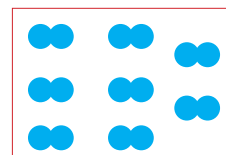
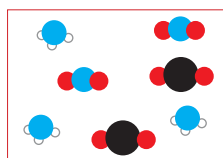
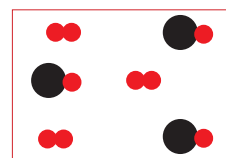
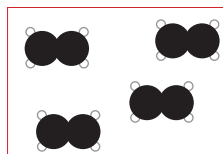
Baseando-se no texto acima, indique

a) duas substâncias químicas entre as citadas.
b) uma substância composta.

8. (Unicamp-SP) “Os peixes estão morrendo porque a água do rio está sem oxigênio, mas nos trechos de maior corredeira a quantidade de oxigênio aumenta”. Ao ouvir essa informação de um técnico do meio ambiente, um estudante que passava pela margem do rio ficou confuso e fez a seguinte reflexão: “Estou vendo a água no rio e sei que a água contém, em suas moléculas, oxigênio; então como pode ter acabado o oxigênio do rio?”.

a) Desenhe as fórmulas das substâncias mencionadas pelo técnico.
b) Qual é a confusão cometida pelo estudante em sua reflexão?

9. Classifique os sistemas abaixo em:

I. Substância simples.
II. Substância composta.
III. Mistura de substâncias simples.
IV. Mistura de substâncias compostas.
V. Mistura de substâncias simples e compostas.

10. Em relação ao exercício anterior, indique:

a) o número de moléculas nos sistemas **A**, **C** e **E**.
b) o número de átomos nos sistemas **B**, **D** e **E**.
c) o número de elementos nos sistemas **A**, **C** e **D**.
d) o número de substâncias nos sistemas **A**, **B** e **C**.

4 A hipótese de Avogadro

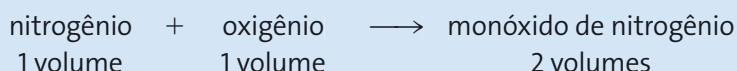
O número de moléculas em cada recipiente não corresponde à realidade. O que estamos querendo destacar é que o número de moléculas é o mesmo por unidade de volume (nas mesmas condições de temperatura e pressão).

Em 1811, o cientista Amedeo Avogadro propôs uma hipótese (que hoje é reconhecida como lei) que pôs um fim a todas as contradições entre a teoria de Dalton e as leis volumétricas de Gay-Lussac. A hipótese de Avogadro pode ser enunciada da seguinte maneira:

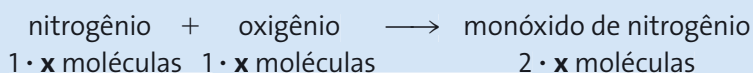
> Volumes iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas.

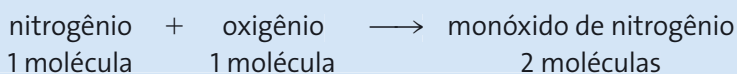
Veja a seguir alguns exemplos de como Avogadro desenvolveu seu raciocínio a partir dos experimentos com gases feitos por Gay-Lussac.

Síntese do monóxido de nitrogênio

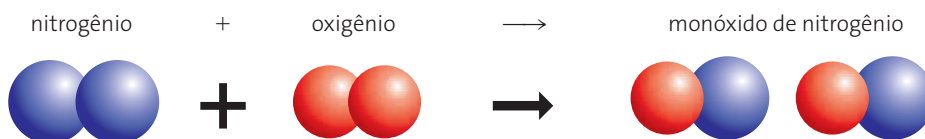
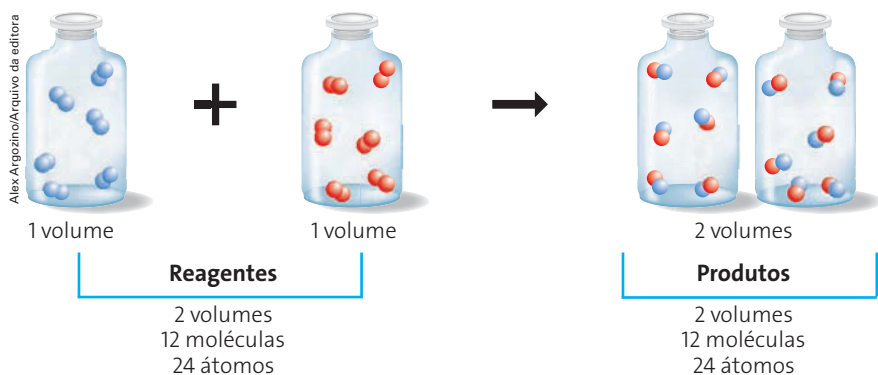
- Gay-Lussac provou experimentalmente que:

nitrogênio	+	oxigênio	⟶	monóxido de nitrogênio
1 volume		1 volume		2 volumes

- Avogadro considerou que o número de moléculas em cada unidade de volume era o mesmo, por exemplo, **x** moléculas:

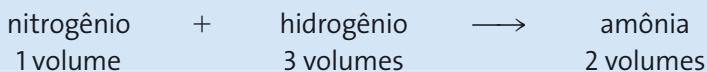
nitrogênio	+	oxigênio	⟶	monóxido de nitrogênio
1 · **x** moléculas		1 · **x** moléculas		2 · **x** moléculas

- Dividindo-se todos os valores da relação acima por **x**, a proporção não é alterada e, assim, tem-se:

nitrogênio	+	oxigênio	⟶	monóxido de nitrogênio
1 molécula		1 molécula		2 moléculas

Como a molécula de uma substância deve conter pelo menos dois átomos (indivisíveis), os dados experimentais de Gay-Lussac ficariam compatíveis com a teoria molecular de Avogadro, admitindo-se que:

- a molécula de gás nitrogênio é formada por dois átomos do elemento nitrogênio.
- a molécula de gás oxigênio é formada por dois átomos do elemento oxigênio.
- a molécula de gás monóxido de nitrogênio é formada por um átomo do elemento nitrogênio e um átomo do elemento oxigênio.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Em termos de volume, teríamos esquematicamente o seguinte:

Observe que, no esquema anterior (e nos esquemas a seguir), o tamanho das moléculas foi superdimensionado em relação ao tamanho do recipiente. **Estamos utilizando um modelo para ilustrar a teoria em estudo.** Se fôssemos respeitar a proporção de tamanho real, seria impossível fazer qualquer esquema envolvendo moléculas.

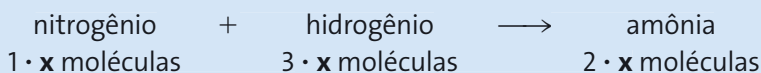
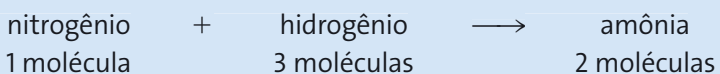
Síntese da amônia

- Gay-Lussac provou experimentalmente que:

nitrogênio	+	hidrogênio	⟶	amônia
1 volume		3 volumes		2 volumes

- Avogadro considerou que o número de moléculas em cada unidade de volume era o mesmo, por exemplo, **x** moléculas:

nitrogênio	+	hidrogênio	⟶	amônia
1 · **x** moléculas		3 · **x** moléculas		2 · **x** moléculas

- Dividindo-se todos os valores da relação acima por **x**, tem-se:

nitrogênio	+	hidrogênio	⟶	amônia
1 molécula		3 moléculas		2 moléculas

Novamente, como a molécula de uma substância deve conter pelo menos dois átomos (que são indivisíveis), os dados obtidos no experimento de Gay-Lussac ficariam compatíveis com a teoria molecular de Avogadro, admitindo-se que:

- a molécula de gás hidrogênio é formada por dois átomos do elemento hidrogênio;
- a molécula de gás nitrogênio é formada por dois átomos do elemento nitrogênio;
- a molécula de gás amônia, para que os dados volumétricos e moleculares fiquem compatíveis, deve ser formada por um átomo do elemento nitrogênio e três átomos do elemento hidrogênio.

nitrogênio + hidrogênio ⟶ amônia

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Em termos de volume, teríamos esquematicamente o seguinte:

Avogadro tornou-se doutor em jurisprudência aos 16 anos, e aos 20 anos formou-se em Direito eclesiástico.
Aos poucos, passou a interessar-se cada vez mais por Física e Química e construiu um laboratório de Física para pesquisar a corrente galvânica.
Em 1809, aos 33 anos, ele foi convidado para lecionar Física no Colégio Real de Vercelli, onde formulou uma das leis mais importantes da Química, que atualmente conhecemos por hipótese de Avogadro.
Mas as descobertas de Avogadro passaram praticamente despercebidas no meio científico; apenas seus alunos davam crédito às suas ideias. Quem primeiro defendeu suas ideias foi um químico siciliano, Stanislao Cannizzaro (1826-1910), no Congresso Internacional de Karlsruhe, em 1860, onde estavam os pesquisadores mais importantes do mundo.
Cannizzaro distribuiu entre os participantes do congresso uma monografia intitulada "Resumo de um Curso de Filosofia Química", já divulgada na Itália sem muito sucesso. Alguns congressistas leram o trabalho, e o ceticismo foi se dissipando à medida que as verificações experimentais comprovavam a exatidão das hipóteses de Avogadro. Quatro décadas depois, no final do século XIX, elas foram universalmente aceitas.

Síntese da água

- Gay-Lussac provou experimentalmente que:

hidrogênio	+	oxigênio	⟶	água
2 volumes		1 volume		2 volumes

- Avogadro considerou que o número de moléculas em cada unidade de volume era o mesmo, por exemplo, **x** moléculas:

hidrogênio	+	oxigênio	⟶	água
2 · **x** moléculas		1 · **x** moléculas		2 · **x** moléculas

- Dividindo-se todos os valores da relação acima por **x**, tem-se:

hidrogênio	+	oxigênio	⟶	água
2 moléculas		1 molécula		2 moléculas

Segundo esse raciocínio, concluímos:

- a molécula de gás hidrogênio é formada por dois átomos do elemento hidrogênio.
- a molécula de gás oxigênio é formada por dois átomos do elemento oxigênio.
- a molécula de água, para que os dados volumétricos e moleculares fiquem compatíveis, deve ser formada por dois átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio.

Em termos de volume, teríamos esquematicamente o seguinte:

Questões

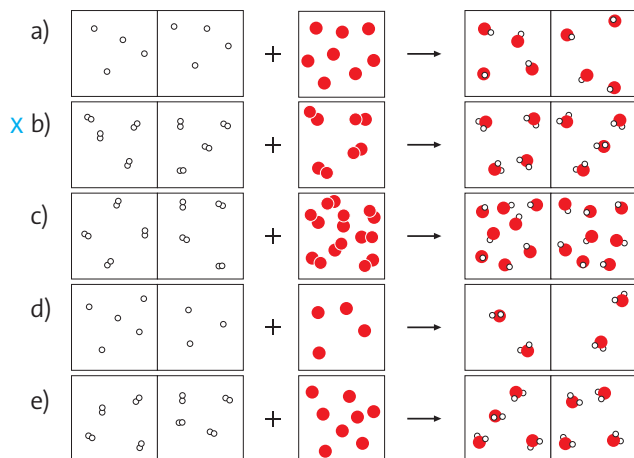
11. (Unicamp-SP) O Princípio de Avogadro diz que: "gases quaisquer, ocupando o mesmo volume, nas mesmas condições de temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas". Considere volumes iguais dos gases cujas moléculas encontram-se esquematizadas a seguir, todos à mesma temperatura e pressão.

A B C D

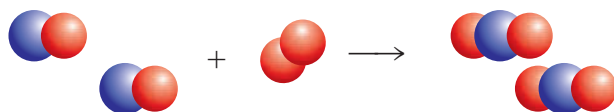
Pergunta-se: onde há maior número de átomos:

a) de oxigênio? b) de carbono? c) de hidrogênio?

Justifique suas respostas.

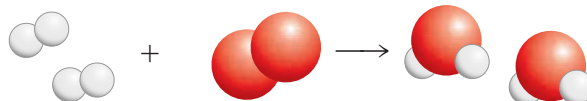
12. (Fuvest-SP) Em um artigo publicado em 1808, Gay-Lussac relatou que dois volumes de hidrogênio reagem com um volume de oxigênio, produzindo dois volumes de vapor de água (volumes medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura). Em outro artigo, publicado em 1811, Avogadro afirmou que volumes iguais, de quaisquer gases, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas. Entre as representações a seguir, a que está de acordo com o exposto e com as fórmulas moleculares atuais do hidrogênio e do oxigênio é:

13. (UFS-SE) Constata-se experimentalmente que, nas mesmas condições de temperatura e pressão, 3 volumes de hidrogênio reagem com 1 volume de ozônio, produzindo 3 volumes de vapor de água. Essa informação nos permite deduzir – a partir da lei de Avogadro – que o número de átomos na molécula de ozônio é igual a:

a) 2 x b) 3 c) 4 d) 5 e) 6

14. (Faesa-ES) Considerando a reação abaixo:

efetuada à pressão e à temperatura constantes, podemos afirmar que, durante a reação, permanecem constantes:

(Dados: nitrogênio = ; oxigênio =)

a) a massa e o volume totais do sistema.
b) a massa total e o número de moléculas.
x c) a massa total e o número total de átomos.
d) o volume total e o número total de moléculas.
e) o volume total e o número total de átomos.

15. (UMC-SP) Se uma amostra contém 100 moléculas de gás hidrogênio, para que haja a reação química

quantas moléculas de oxigênio são necessárias e quantas moléculas de água são produzidas?

16. A oxidação do dióxido de enxofre formando trióxido de enxofre na atmosfera é um evento possível mas improvável, pois trata-se de uma reação reversível.
À temperatura de 450 °C, cerca de 97% do dióxido de enxofre é convertido em trióxido de enxofre, se bem que lentamente.

dióxido de enxofre + oxigênio ⟶ trióxido de enxofre

Mas, se a temperatura sobe para mais de 500 °C, ocorre a dissociação do trióxido de enxofre em dióxido de enxofre e gás oxigênio.

trióxido de enxofre ⟶ oxigênio + dióxido de enxofre

A indústria de fabricação de ácido sulfúrico consegue produzir trióxido de enxofre a partir da oxidação do dióxido de enxofre operando entre essas duas temperaturas muito próximas, utilizando uma série de artifícios.
Considerando que essa reação seja feita em laboratório sob condições controladas e constantes de temperatura e pressão, indique o volume em litros de trióxido de enxofre que é possível obter a partir da oxidação do dióxido de enxofre com 450 litros de oxigênio.

dióxido de enxofre	+	oxigênio	⟶	trióxido de enxofre
2 litros		1 litro		2 litros

17. (UFS-SE) Em uma experiência, feita nas mesmas condições de temperatura e pressão, verificou-se que a decomposição de 2 L de um cloreto de arsênio gasoso produziu arsênio sólido e 3 L de cloro gasoso. Quantos átomos de cloro havia na molécula de cloreto de arsênio?
Dado: a molécula de cloro gasoso é formada por 2 átomos de cloro.

a) 1 b) 2 x c) 3 d) 4 e) 5

Exercícios de revisão

7.1 (UEL-PR) Observe a charge a seguir:

Adaptado de: *Folha de S.Paulo*. 10 maio 2009. Folha Ilustrada, p. E7.

A charge remete à ausência de um procedimento necessário na concepção de método de conhecimento científico fundamental na corrente empirista, que é

a) o recurso à dedução lógica.
b) a formulação de uma hipótese.
c) o uso da intuição.
d) a prática da generalização.
x e) a verificação de evidências fatuais.

7.2 Em relação ao modelo atômico de Dalton, assinale a alternativa incorreta.

a) Para Dalton, as substâncias simples eram formadas de um único átomo de determinado elemento, e as substâncias compostas eram formadas por dois ou mais átomos de elementos diferentes.
b) Segundo Dalton, os átomos não podiam ser criados nem destruídos e, portanto, as reações químicas eram, em última análise, rearranjos de átomos.
c) Os átomos poderiam se combinar em diversas proporções diferentes, formando substâncias compostas diferentes.
x d) Dalton observou os átomos em um experimento químico.
e) A teoria atômica de Dalton permitiu um avanço muito grande no desenvolvimento da Química.

7.3 (Fatec-SP) Em 1808, John Dalton propôs um modelo atômico no qual os átomos seriam minúsculas esferas indestrutíveis. Átomos de diferentes elementos químicos teriam massas relativas diferentes, e átomos de um mesmo elemento químico teriam todos a mesma massa. Transformações químicas envolveriam rearranjos no modo como os átomos estão combinados. Esse modelo, entretanto, teve de ser modificado para que fosse possível explicar

a) o fato de que, em certos sistemas, um dos reagentes se esgota ("reagente limitante"), e o outro fica em excesso.
b) a conservação da massa total de um sistema fechado no qual ocorre transformação química.
c) o fato de que as substâncias reagem entre si obedecendo a proporções definidas ("lei de Proust").
x d) fenômenos elétricos, como a condução de corrente elétrica por uma solução aquosa salina, por exemplo.
e) o fato de que numa transformação química a massa de um dado elemento químico é sempre a mesma.

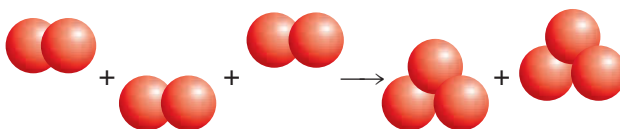
7.4 (PUC-PR) Aplicando-se a Lei de Gay-Lussac, das Combinações em Volume, qual a contração em volume experimentada na reação

$$1 \text{ gás nitrogênio} + 3 \text{ gás hidrogênio} \longrightarrow 2 \text{ gás amônia}$$

mantendo-se constantes as condições de pressão e temperatura durante todo o processo para os reagentes e os produtos gasosos?

a) 100% b) 60% x c) 50% d) 30% e) 20%

7.5 Explique o que diz a lei das proporções volumétricas constantes de Gay-Lussac.
Qual a discrepância entre os experimentos de Gay-Lussac e as teorias de Dalton em relação à composição da água?

7.6 A reação abaixo mostra a transformação do gás oxigênio em gás ozônio: Soma: 53

Em relação a essa transformação, é correto afirmar:

x 01. O gás oxigênio e o gás ozônio são substâncias formadas pelo mesmo elemento químico, o oxigênio.
02. Se a reação for feita sob pressão e temperatura constantes, o volume das substâncias que reagem e que são produzidas permanecerá constante.
x 04. Se a reação for feita sob pressão e temperatura constantes, a proporção em volume das substâncias que reagem e que são produzidas permanecerá constante.
08. Um volume igual a 9 L de oxigênio produz 6 L de ozônio em quaisquer condições de pressão e temperatura.
x 16. Um volume igual a 4,5 L de gás oxigênio produz 3 L de gás ozônio em condições constantes de P e T.
x 32. Ao fim da reação verifica-se que permanecem constantes a massa total e o número de átomos total; o volume, porém, diminui.

CAPÍTULO 8

Notações químicas

Saiu na Mídia!

As verdades do verde

"Em novembro de 1971, o biólogo alemão Harald Sioli, do Instituto Max Planck, então fazendo pesquisas na Amazônia, foi entrevistado por um repórter de uma agência de notícias americanas. O jornalista estava interessado na questão da influência da floresta sobre o planeta, e o pesquisador respondeu com precisão a todas as perguntas que lhe foram feitas. Mais tarde, porém, ao redigir a entrevista, o repórter acabou cometendo um erro que ajudaria a criar um dos mais persistentes mitos sobre a floresta amazônica. **Numa de suas respostas, Sioli afirmara que a floresta continha grande porcentagem de dióxido de carbono (CO_2) existente na atmosfera. No entanto, ao transcrever a declaração, o jornalista esqueceu a letra C – símbolo do átomo de carbono – da fórmula citada pelo biólogo, que ficou no texto como O_2, o símbolo da molécula de oxigênio.**

A reportagem com o oxigênio no lugar do dióxido de carbono foi publicada mundo afora e assim, da noite para o dia, a Amazônia se tornou conhecida como pulmão do mundo [...]

Porém a floresta amazônica, simplesmente, não é o pulmão do mundo. E o motivo não é difícil de entender. As árvores, arbustos e plantas de pequeno porte, da mesma forma que os animais, respiram oxigênio durante as 24 horas do dia. Na floresta, a quantidade desse gás produzida de dia pelas plantas é totalmente absorvida [...]

[...] Se a Amazônia não é o pulmão do mundo, qual é então? Afinal, o que produziu o oxigênio da atmosfera da Terra e ainda mantém os seus níveis praticamente constantes? A maior parte das teorias afirma que o oxigênio foi originalmente levado à atmosfera pelo processo da fotossíntese. Portanto, segundo essa hipótese, foram os vegetais primitivos, as algas e o fitoplâncton – pequenos organismos que vivem, aos milhões, suspensos na água do mar – os responsáveis pela produção e acúmulo do gás na atmosfera terrestre. [...]"

SUPERINTERESSANTE. Adaptado de:<http://super.abril.com.br/superarquivo/1989/conteudo_111689.shtml>. Acesso em: 13 fev. 2013.

B.A.E. Inc./Alamy/Other Images

Foto de satélite que mostra fitoplânctons verdes no mar Báltico próximo à ilha Gotland.

Você sabe explicar?

- Símbolo e fórmula são sinônimos?

O que você faria se, em uma aula de laboratório, seu professor lhe pedisse que adicionasse “soda de padaria” a um pouco de solução diluída de ácido acético? E também recomendasse: – Não toque na “pedra-infernal” porque mancha as mãos!(?)

Massimo Listri/Corbis/Latinstock

Laboratório alquímico do século XVI. Museu Histórico da Saúde em Roma, c. 2000.

Pois é, no século XVIII a Química era uma ciência emergente, mas a notação simbólica proposta por Dalton não era nada prática, e a nomenclatura das substâncias continuava igual à utilizada na alquimia.

Era muito habitual, nessa época, o uso de nomes estranhos para designar as substâncias comuns, como mostram os exemplos na tabela ao lado.

Na realidade, esses nomes baseavam-se unicamente em aspectos qualitativos, ou seja, na aparência de cada substância ou em alguma característica particular que chamasse a atenção.

Mas, à medida que mais substâncias eram descobertas e o comportamento químico era desvendado, esses nomes passaram a não ter mais nenhuma função, pois não informavam nada a respeito das proporções em que cada elemento químico aparecia nas moléculas nem sobre as propriedades comuns que alguns grupos de substâncias apresentavam.

Em 1787, Lavoisier, juntamente com outros químicos, como Claude-Louis Berthollet (1748-1822), Antoine-François Fourcroy (1755-1809) e Louis-Bernard Guyton de Morveau (1737-1816), iniciou o trabalho de elaboração de uma nomenclatura mais racional.

Mas foi o químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) que, com base no trabalho de Lavoisier, conseguiu chegar a um sistema simples e lógico de notação química, abrangendo o nome e a fórmula das substâncias. A sistematização proposta por Berzelius foi publicada em 1814. Cinco anos depois, em 1819, já era amplamente adotada nos meios científicos e continua sendo usada até hoje.

Substâncias comuns

Nome antigo	Nome atual
Sublimado corrosivo	Cloreto de mercúrio II
Água-forte	Ácido nítrico
Óleo de vitríolo	Ácido sulfúrico
Pedra-infernal	Nitrato de prata
Soda de padaria	Bicarbonato de sódio
Barrilha	Carbonato de sódio

Fonte: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de química, questionando a vida moderna*. São Paulo: Bookman, 2006.

1 Símbolos dos elementos

As regras criadas por Berzelius em 1814 e adotadas pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (Iupac) para a sistematização dos símbolos dos elementos são internacionais.

O **nome** do elemento químico muda conforme a língua de cada país; o **símbolo**, porém, é o mesmo em qualquer parte do mundo.

- Cada elemento é representado por uma letra maiúscula, geralmente a inicial de seu nome original (que pode ser em latim, grego ou outro idioma, conforme consta da tabela periódica na página 9). Por exemplo:

Nome em português	Nome original	Símbolo
Hidrogênio	*Hydrogenós*	H
Potássio	*Kalium*	K
Fósforo	*Phosphorus*	P
Enxofre	*Sulfur*	S

Gesto que simboliza paz e amor.

- No caso de dois ou mais elementos terem o nome iniciado pela mesma letra, é acrescentada uma segunda letra, minúscula, para fazer a distinção. Por exemplo:

Nome em português	Nome original	Símbolo
Carbono	*Carbonium*	C
Cálcio	*Calx*	Ca
Cádmio	*Kadmeia*	Cd
Cério	*Ceres*	Ce
Césio	*Caesius*	Cs

O símbolo da informática

Como todas as regras, o sistema de simbologia dos elementos também está sujeito a algumas exceções, como é o caso do cádmio, cujo símbolo pela lógica deveria ser Ka ou Kd porque vem de *kadmeia* (de origem grega e significa 'terra'), mas é Cd.

Esse tipo de detalhe, no entanto, não deve causar preocupação por dois motivos: primeiro porque os símbolos que já foram estabelecidos não vão mais mudar e, segundo, não é necessário despender tempo para decorar os símbolos dos elementos. O contato frequente com a Química na sala de aula, na resolução de exercícios ou na leitura do livro certamente levará à memorização dos mais importantes. Além disso, a tabela periódica (como a que se encontra no início do livro) pode ser consultada sempre que for necessário para a resolução de qualquer exercício. O mais importante é saber que:

O símbolo do nosso país

> O símbolo representa um átomo do elemento químico.

Quando precisamos representar uma quantidade maior de átomos, colocamos um número na frente do símbolo. Por exemplo:

1 átomo de hidrogênio: 1 H ou apenas H

2 átomos de hidrogênio: 2 H

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. O elemento químico denominado ferro na língua portuguesa é chamado de *iron* pelos americanos, *hierro* pelos espanhóis, *fer* pelos franceses, *eisen* pelos alemães, e assim por diante, mas em qualquer lugar do mundo seu símbolo é Fe. O uso de símbolos torna a Química uma linguagem universal. Apenas para começar a ter contato com esses símbolos e a linguagem química, consulte a tabela periódica da página 9 e escreva o nome oficial em português e o nome original dos elementos químicos cujos símbolos são dados a seguir.

a) Cu b) Hg c) Pb d) Sc e) W f) P

2. Consulte a tabela periódica e escreva o símbolo e o nome original dos elementos químicos cujos nomes em português são dados a seguir.

a) Ouro c) Estanho e) Estrôncio
b) Prata d) Antimônio f) Bismuto

3. (UFSC) Cada elemento químico tem associado ao seu nome um símbolo que o representa. Escolha a(s) opção(ões) que associa(m) corretamente nomes e símbolos.

Indique a soma dos números das opções escolhidas.

X 01. S = enxofre, F = flúor Soma: 43
X 02. Ag = prata, O = oxigênio
04. Pb = chumbo, Po = potássio
X 08. C = carbono, Au = ouro
16. N = nitrogênio, H = hélio
X 32. Fe = ferro, Na = sódio
64. Hg = mercúrio, P = polônio

4. (UFPI) Durante a formação de pepitas de ouro, a elas se incorporam vários elementos, como cádmio, chumbo, telúrio e zinco. As quantidades e os tipos de impurezas desses elementos, na amostra de ouro, variam de acordo com o local de onde o ouro foi extraído. Essas informações podem ser utilizadas para investigar roubo ou falsificação de objetos de ouro apresentados como antiguidade. Indique a opção que apresenta corretamente o símbolo dos elementos citados.

a) Ac, Cm, Te e Zn.
X b) Cd, Pb, Te e Zn.
c) Cm, Sb, Tℓ e Sn.
d) Cm, Pb, Tℓ e Zn.
e) Cd, Pb, Te e Sn.

2 Fórmulas das substâncias

Para indicar as proporções em que os átomos se combinam para formar as substâncias, Berzelius propôs a adoção de um índice numérico escrito à direita do símbolo.

O índice indica a quantidade de átomos de cada elemento químico em uma molécula da substância.

Assim, a molécula de gás etano, formada por 2 átomos de carbono e 6 átomos de hidrogênio, é representada pela fórmula: C_2H_6.

Quando a molécula de uma substância apresenta apenas 1 átomo de determinado elemento químico, o índice 1 não deve ser escrito.

Por exemplo, a água é formada pela combinação entre 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Logo, a maneira mais usual de representar a fórmula dessa substância é: H_2O (e não H_2O_1).

A tabela a seguir traz outros exemplos de fórmulas de substâncias:

Substância	Oxigênio	Ozônio	Amônia	Álcool etílico	Álcool metílico	Sacarose
Fórmula	O_2	O_3	NH_3	C_2H_6O	CH_4O	$C_{12}H_{22}O_{11}$

Atualmente, o nome da substância procura evidenciar os elementos de que ela é constituída e alguma de suas propriedades.

Observe que o nome das substâncias muda conforme a língua de cada país. As fórmulas, no entanto, são internacionais – são iguais em qualquer parte do mundo – e representam uma molécula da substância.

A fórmula molecular representa uma molécula da substância.

Portanto: 1 molécula de água = 1 H_2O ou apenas H_2O.

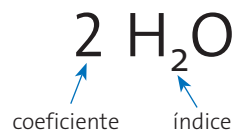
Observe que, quando o coeficiente é igual a 1, não é necessário escrevê-lo, embora não esteja errado, e muitas vezes isso facilite a visualização de um processo químico.

Quando precisamos representar uma quantidade maior de moléculas, colocamos um número na frente da fórmula. Por exemplo:

3 moléculas de água = 3 H_2O

O número que indica a quantidade de moléculas de uma substância é denominado **coeficiente**.

O coeficiente indica a quantidade de moléculas de uma substância.

Lembre-se sempre de que estamos utilizando um modelo para ilustrar uma teoria elaborada na tentativa de explicar uma série de observações e regularidades constatadas experimentalmente.

É importante observar a diferença entre coeficiente (número de moléculas) e índice (número de átomos de determinado elemento na molécula).

Símbolo e fórmula são sinônimos?

No senso comum símbolo é um sinal ou uma imagem capaz de representar um sentimento, uma situação, um objeto ou um ser vivo.

Por exemplo, há um consenso de que o lírio simboliza a pureza, a cruz simboliza a fé, o revólver simboliza a violência, o trevo de quatro folhas simboliza a sorte, as máscaras de alegria e de tristeza simbolizam o teatro, e assim por diante.

Assim, quando o jornalista disse no texto da página 115, que o O_2 é o símbolo da molécula de oxigênio, o termo foi empregado no senso comum, “algo que simboliza”.

Mas, como vimos, em Química símbolo e fórmula não são sinônimos e, se o texto tivesse sido escrito por um químico, certamente ele diria:

No entanto, ao transcrever a declaração, o jornalista esqueceu a letra C – símbolo do átomo de carbono – da fórmula citada pelo biólogo, que ficou no texto como O_2, a fórmula da molécula de oxigênio.

Máscaras que simbolizam o teatro.

Questões

5. Indique o número de moléculas, o número de elementos e o número total de átomos de cada elemento químico nas notações fornecidas a seguir.

a) 4 H_2O
b) 5 NH_3
c) 2 $C_2H_4(OH)_2$
d) 3 $C_3H_6(NH_2)_2$

6. Explique qual a diferença entre as seguintes notações químicas: 2 O, O_2, 2 O_3 e 3 O_2.

7. (Unisa-SP) Em qual das sequências a seguir estão representados um elemento, uma substância simples e uma substância composta, respectivamente?

a) H_2, $C\ell_2$, O_2
b) H_2, Ne, H_2O
c) N, HI, He
x d) $C\ell$, N_2, HI
e) H_2O, O_2, H_2

8. Para cada uma das notações abaixo, indique o número de moléculas, o número total de átomos em cada molécula, o número de elementos químicos e o número total de átomos de cada elemento químico em uma molécula.

a) 2 $C_{12}H_{22}O_{11}$ (molécula de sacarose, açúcar comum)
b) 5 N_2O_4 (molécula de anidrido nitroso-nítrico)
c) 4 SO_3 (molécula de trióxido de enxofre)
d) 1 C_2H_4 (molécula de gás eteno, etileno)
e) 3 H_2O_2 (molécula de peróxido de hidrogênio)
f) 6 C_4H_{10} (molécula de gás butano)
g) 2 NH_3 (molécula de amônia)
h) 1 CH_4O (molécula de metanol, álcool metílico)
i) 4 C_2H_2 (molécula de gás etino, acetileno)
j) 3 $CO(NH_2)_2$ (molécula de ureia)

Notações utilizadas para indicar o estado de agregação das substâncias participantes de uma reação química:

(s) ⟶ sólido
(ℓ) ⟶ líquido
(g) ⟶ gasoso
(v) ⟶ vapor
(aq) ⟶ aquoso

3 Balanceamento de equações químicas

O que significa balancear uma equação química? Por que é importante aprender a fazer isso?

Sabemos que as reações químicas são rearranjos de átomos; quando os reagentes se transformam em produtos, as substâncias mudam, mas os átomos dos elementos químicos que estavam nos reagentes permanecem os mesmos – em tipo e quantidade – nos produtos. Balancear uma equação química é tornar essa igualdade verdadeira.

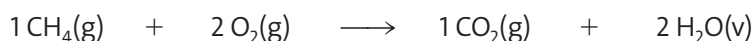
Todos os processos químicos – obtenção de matéria-prima, fabricação de produtos, análise de emissão de poluentes – levam em conta o cálculo de reagentes necessários e de produtos obtidos e, portanto, dependem do balanceamento da equação química envolvida.

E então? Vamos aprender a balancear equações químicas?

Vamos começar utilizando o modelo atômico de Dalton para ilustrar como uma reação química deve ocorrer microscopicamente.

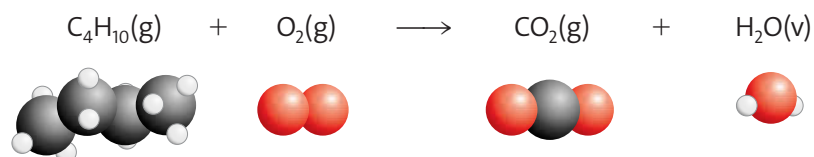
Considere, por exemplo, a reação de combustão do gás metano:

$$1\,CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(v)$$

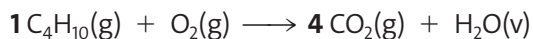
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Observe, por exemplo, que os mesmos átomos de hidrogênio que formavam a molécula de metano junto ao carbono, antes da queima, passaram a formar as moléculas de água com o oxigênio, depois da queima. A água e o gás carbônico possuem propriedades totalmente diferentes das do metano e do oxigênio, portanto houve transformação química, mas os átomos de cada elemento permaneceram inalterados durante esse processo de transformação, o que está de acordo com a lei de conservação das massas de Lavoisier.

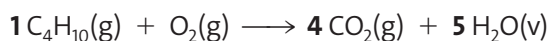
Com base nessa lei, podemos calcular teoricamente a proporção (por exemplo, em número de moléculas) das substâncias que reagem e das que são produzidas em qualquer reação química. Os menores números inteiros que indicam essa proporção de reagentes e produtos são chamados **coeficientes da reação**.

Acompanhe os passos que devem ser seguidos para encontrar os coeficientes na reação de combustão do gás butano, $C_4H_{10}(g)$, um dos componentes do gás de cozinha, pelo “método das tentativas”.

$$C_4H_{10}(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$$

- Como o número de átomos sempre se conserva dos reagentes para os produtos, percebemos imediatamente que a equação não está balanceada, pois há 4 átomos de carbono nos reagentes e apenas 1 átomo de carbono nos produtos.

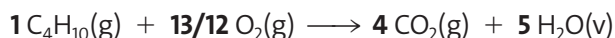
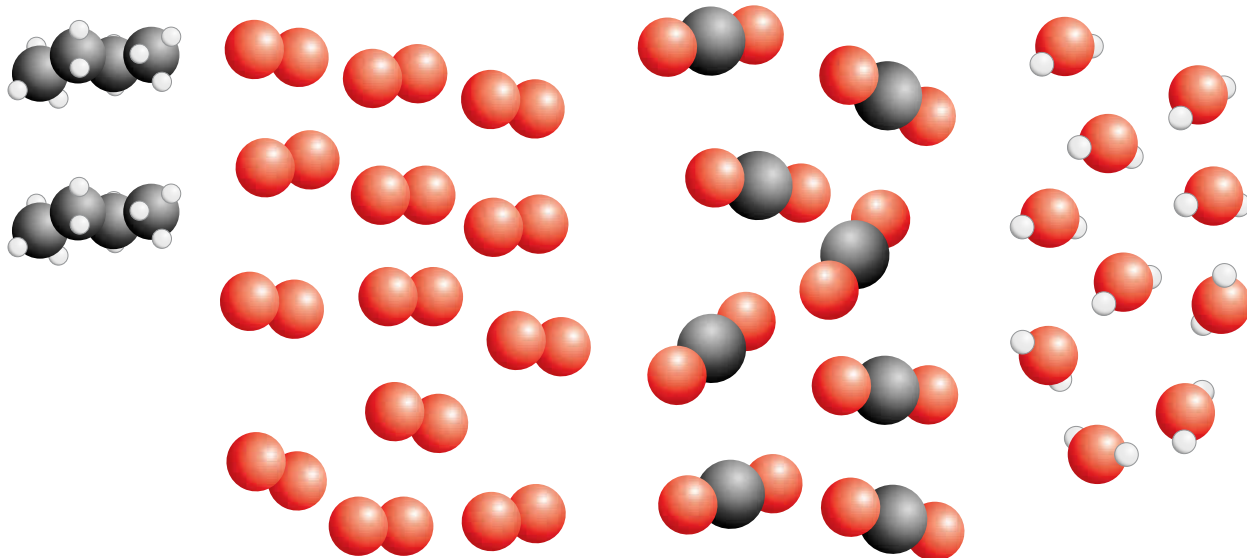
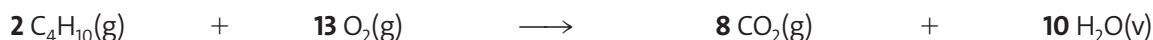
Uma sugestão para iniciar o balanceamento é atribuirmos o coeficiente 1 para a substância que apresenta o maior número de elementos ou o maior número de átomos, no caso, o gás butano. Com base nesse coeficiente, acertamos os das outras substâncias.
Exemplo: para igualarmos o número de átomos de carbono nos reagentes e nos produtos, colocamos o coeficiente 4 para o gás carbônico.

$$\mathbf{1}\, C_4H_{10}(g) + O_2(g) \longrightarrow \mathbf{4}\, CO_2(g) + H_2O(v)$$

- Fixado o coeficiente 1 para o gás butano, o número de átomos de hidrogênio nos reagentes fica determinado e igual a 10. Concluímos, então, que o coeficiente da água deve ser 5, pois o produto de 5 vezes 2 (índice do hidrogênio na molécula de água) é 10.

$$\mathbf{1}\, C_4H_{10}(g) + O_2(g) \longrightarrow \mathbf{4}\, CO_2(g) + \mathbf{5}\, H_2O(v)$$

- Com esses passos, determinamos o número de átomos de oxigênio que há nos produtos:

$4 \cdot 2 + 5 \cdot 1 = 13$ átomos de oxigênio nos produtos

Se há 13 átomos de oxigênio nos produtos, é porque havia 13 átomos de oxigênio nos reagentes. Como o índice do gás oxigênio é 2, surge a pergunta: que número, ao ser multiplicado por 2, dá resultado igual a 13? A resposta é 13/12.

$$\mathbf{1}\, C_4H_{10}(g) + \mathbf{13/12}\, O_2(g) \longrightarrow \mathbf{4}\, CO_2(g) + \mathbf{5}\, H_2O(v)$$

- Embora os números encontrados tornem verdadeira a igualdade entre as quantidades de átomos nos reagentes e nos produtos, sabemos que os coeficientes são necessariamente os menores números inteiros. Assim, para eliminar a fração, sem alterar a proporção, multiplicamos todos os coeficientes da equação por 2.
A equação química corretamente balanceada é:

Veja que nada impede a utilização de números fracionários para facilitar os cálculos na busca dos coeficientes de uma equação química. O importante é não esquecer que só chamamos de **coeficientes** os **menores números inteiros** que tornam a equação balanceada.

$$\mathbf{2}\, C_4H_{10}(g) + \mathbf{13}\, O_2(g) \longrightarrow \mathbf{8}\, CO_2(g) + \mathbf{10}\, H_2O(v)$$

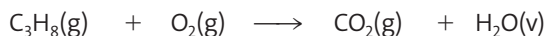
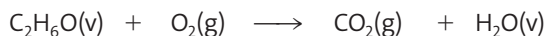
Dessa forma, cada 2 moléculas de butano reagem com 13 moléculas de oxigênio, produzindo 8 moléculas de gás carbônico e 10 moléculas de água. Essa proporção de reagentes e produtos, que calculamos teoricamente, é a mesma que encontraríamos na prática se fizéssemos essa reação em condições controladas e com medidas precisas.

É importante observar que todo esse cálculo foi sustentado pela teoria atômica de Dalton, que está de acordo com as leis ponderais (experimentais) de Lavoisier e Proust, e foi muito facilitado pela notação química (símbolos e fórmulas), introduzida por Berzelius. Com isso, provamos um aspecto importante do conhecimento científico:

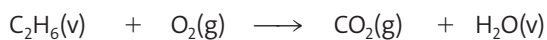
> A teoria elaborada para explicar um fenômeno deve ser capaz de prever o que ocorrerá em situações diversas das que foram experimentadas.

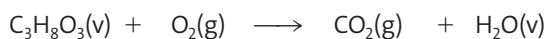
Questões

9. Toda substância formada pelos elementos químicos carbono e hidrogênio ou carbono, hidrogênio e oxigênio, ao sofrer combustão completa (queima total), produz apenas gás carbônico e água.
Encontre os coeficientes que tornam as seguintes equações químicas corretamente balanceadas.

a) Combustão do propano:
$C_3H_8(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

b) Combustão do etanol (álcool etílico):
$C_2H_6O(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

c) Combustão do metanol (álcool metílico):
$CH_4O(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

d) Combustão da butanona:
$C_4H_8O(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

e) Combustão do gás etano.
$C_2H_6(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

f) Combustão do isoctano
$C_8H_{18}(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

g) Combustão do propanotriol (glicerina)
$C_3H_8O_3(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

10. Encontre os coeficientes que tornam as equações químicas relacionadas a seguir corretamente balanceadas. Observação: ppt indica precipitado, ou seja, a substância formada é insolúvel no meio em que se encontra e se deposita no fundo do recipiente onde ocorre a reação.

a) $H_2(g) + I_2(s) \longrightarrow HI(g)$

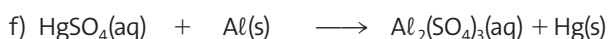
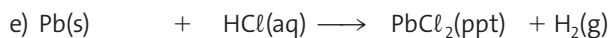
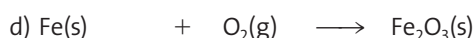
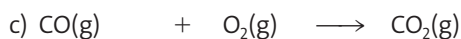
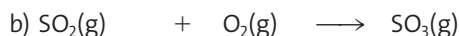
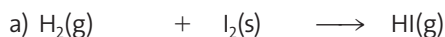
b) $SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow SO_3(g)$

c) $CO(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$

d) $Fe(s) + O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s)$

e) $Pb(s) + HC\ell(aq) \longrightarrow PbC\ell_2(ppt) + H_2(g)$

f) $HgSO_4(aq) + A\ell(s) \longrightarrow A\ell_2(SO_4)_3(aq) + Hg(s)$

g) $Fe_2O_3(s) + A\ell(s) \longrightarrow A\ell_2O_3(s) + Fe(s)$

11. Indique os coeficientes que tornam balanceadas as equações químicas relacionadas a seguir.

a) $C_5H_{12}(\ell) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

b) $C_4H_8O_2(\ell) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

c) $C_6H_6(\ell) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

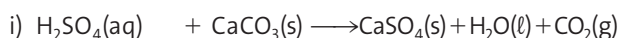
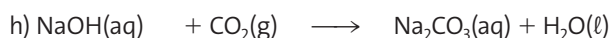
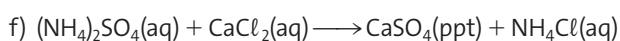
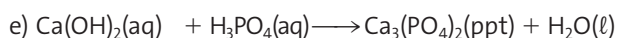
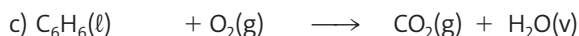
d) $Mn_3O_4(s) + A\ell(s) \longrightarrow A\ell_2O_3(s) + Mn(s)$

e) $Ca(OH)_2(aq) + H_3PO_4(aq) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(ppt) + H_2O(\ell)$

f) $(NH_4)_2SO_4(aq) + CaC\ell_2(aq) \longrightarrow CaSO_4(ppt) + NH_4C\ell(aq)$

g) $MnO_2(s) + HC\ell(aq) \longrightarrow MnC\ell_2(aq) + H_2O(\ell) + C\ell_2(g)$

h) $NaOH(aq) + CO_2(g) \longrightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(\ell)$

i) $H_2SO_4(aq) + CaCO_3(s) \longrightarrow CaSO_4(s) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$

4 Massa molecular e massa atômica

Vimos que, ao balancear uma equação química, encontramos a proporção em número de moléculas de substâncias que reagem e que são produzidas, mas **as moléculas são só modelos** e não podem ser vistas nem tocadas, ou seja, na prática não podemos trabalhar diretamente com moléculas. Precisamos de dados concretos, mensuráveis, como a proporção em massa das substâncias, por exemplo.

Como os cientistas fizeram para transpor os dados teóricos obtidos com um modelo (a molécula) para dados mensuráveis como a massa?

Como não é possível medir diretamente as massas das moléculas, os cientistas resolveram estabelecer uma **relação entre as massas das moléculas de diferentes substâncias com base nas densidades absolutas dos gases** que já eram conhecidos na época na hipótese de Avogadro.

Vimos no capítulo 1 (página 22) que a densidade de um material (independentemente de seu estado de agregação) é a relação entre sua massa e o volume que ele ocupa.

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Pela hipótese de Avogadro: "**Volumes iguais** de gases diferentes nas mesmas condições de temperatura e pressão **contêm o mesmo número de moléculas**".

Se fizermos o quociente entre a densidade de dois gases conhecidos, medidas nas mesmas condições de temperatura e pressão, o volume desses gases será o mesmo e poderá ser eliminado da expressão; assim obteremos **uma relação de massas de um mesmo número de moléculas de dois gases diferentes**.

Considere, por exemplo, o quociente entre a densidade de dois gases genéricos **A** e **B** nas mesmas condições de temperatura e pressão.

$$\frac{\text{densidade do gás } \mathbf{A}}{\text{densidade do gás } \mathbf{B}} = \frac{\dfrac{\text{massa do gás } \mathbf{A}}{\text{volume do gás } \mathbf{A}}}{\dfrac{\text{massa do gás } \mathbf{B}}{\text{volume do gás } \mathbf{B}}}$$

Como: **volume do gás A = volume do gás B**, temos:

$$\frac{\text{densidade do gás } \mathbf{A}}{\text{densidade do gás } \mathbf{B}} = \frac{\dfrac{\text{massa do gás } \mathbf{A}}{\cancel{\text{volume do gás } \mathbf{A}}}}{\dfrac{\text{massa do gás } \mathbf{B}}{\cancel{\text{volume do gás } \mathbf{B}}}} \Rightarrow \frac{\text{densidade do gás } \mathbf{A}}{\text{densidade do gás } \mathbf{B}} = \frac{\text{massa do gás } \mathbf{A}}{\text{massa do gás } \mathbf{B}}$$

Pela hipótese de Avogadro podemos afirmar que **a massa do gás A contém o mesmo número de moléculas que a massa do gás B**.

A massa de um gás pode ser calculada pelo **produto entre o número de moléculas desse gás e a massa de cada molécula individualmente**:

Massa de um gás (**m**) = número de moléculas do gás (**n**) · massa de cada molécula desse gás (**M**)

Shutterstock/Glow Images

As bexigas que estão flutuando foram preenchidas com gás hélio, de densidade menor que a do ar atmosférico. Já as bexigas que estão penduradas foram preenchidas com gás carbônico, mais denso que o ar atmosférico.

Portanto: **m = n · M**. Logo, podemos escrever:

$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{m_A}{m_B} \Rightarrow d_A = \frac{n_A \cdot M_A}{n_B \cdot M_B}$$

Como:

número de moléculas do gás A = número de moléculas do gás B:

$$\frac{d_A}{d_B} = \frac{\cancel{n_A} \cdot M_A}{\cancel{n_A} \cdot M_B} \Rightarrow \frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

Na expressão acima, a massa de cada molécula do gás A (M_A) e do gás B (M_B) é por definição a **massa molecular** das substâncias A e B.

Conseguimos assim uma relação entre as massas moleculares das substâncias a partir da densidade, um dado experimental.

E como os cientistas chegaram ao valor individual de cada massa molecular? Seguindo o raciocínio abaixo:

A notação $d_{A,B}$ indica justamente o valor da densidade de um gás A em relação a um gás B.

- fixando o gás B como sendo o gás hidrogênio (o gás de menor densidade);
- considerando que os experimentos de Gay-Lussac e de Avogadro concluíram que a **molécula de gás hidrogênio é formada por dois átomos** iguais desse elemento; e
- atribuindo **arbitrariamente*** massa 1 a cada átomo de hidrogênio, concluindo então que sua massa molecular é igual a 2.

$$M_{\text{gás hidrogênio}} = 2$$

- a massa molecular das demais substâncias é, então, calculada **em relação à massa molecular do hidrogênio**.

Observe:

$$\frac{d_A}{d_B} = d_{A,B} \text{ e } d_{A,B} = \frac{M_A}{M_B}, \text{ de onde vem: } \mathbf{M_A = M_B \cdot d_{A,B}}$$

$$M_{\text{gás A (qualquer)}} = M_{\text{gás hidrogênio}} \cdot d_{\text{A, gás hidrogênio}} \Rightarrow M_{\text{gás A (qualquer)}} = 2 \cdot d_{\text{A, gás hidrogênio}}$$

* Note que estamos buscando uma **relação entre as massas** moleculares das substâncias, pois não temos como medir o valor exato dessa massa.

Note que não estamos considerando nenhuma unidade de medida de massa (mg, g, kg) porque estamos trabalhando com relações de massas; assim, qualquer unidade que fosse utilizada seria cancelada.

A tabela a seguir traz exemplos do cálculo da massa molecular de algumas substâncias na fase gasosa a partir de suas densidades absolutas relacionadas à do gás hidrogênio, tomadas a 0 °C e 1 atm.

Cálculo da massa molar a partir da densidade absoluta dos gases

Substância A	Densidade absoluta	$d_{\text{A, gás hidrogênio}}$	Massa molecular de A
Gás hidrogênio: H_2	0,08987 g/cm³	0,08987 4 0,08987 = 1	$M_{\text{gás hidrogênio}} = 2 \cdot 1 = 2$
Gás metano: CH_4	0,7176 g/cm³	0,7176 4 0,08987 ≅ 8	$M_{\text{gás metano}} = 2 \cdot 8 = 16$
Gás nitrogênio: N_2	1,2506 g/cm³	1,2506 4 0,08987 ≅ 14	$M_{\text{gás nitrogênio}} = 2 \cdot 14 = 28$
Gás oxigênio: O_2	1,4290 g/cm³	1,4290 4 0,08987 ≅ 16	$M_{\text{gás oxigênio}} = 2 \cdot 16 = 32$
Gás carbônico: CO_2	1,9769 g/cm³	1,9769 4 0,08987 ≅ 22	$M_{\text{gás carbônico}} = 2 \cdot 22 = 44$

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Pelo modelo de Dalton, o átomo é indivisível; logo, está presente nas moléculas sempre em números inteiros. Podemos então determinar a massa atômica (do átomo de um elemento químico hipotético E) partindo do conceito de massa molecular, de acordo com as etapas a seguir:

- Faz-se uma relação de várias substâncias simples e compostas formadas pelo elemento químico hipotético E.
- Determinam-se as massas moleculares de todas essas substâncias como indicado na tabela da página anterior.
- Por meio de reações químicas de decomposição, pode-se determinar a massa do elemento presente numa quantidade de massa da substância composta numericamente igual à sua massa molecular.
- O máximo divisor comum dos resultados obtidos é a provável massa atômica do elemento.

A tabela a seguir mostra o cálculo da massa molecular do carbono.

O máximo divisor comum entre 12, 24 e 36 é 12; logo, a massa atômica provável do carbono é 12. Assim, os cientistas foram determinando o valor da massa atômica de vários elementos.

Note que estamos mostrando uma das primeiras tentativas dos cientistas para determinar a massa molecular das substâncias e a massa atômica dos elementos. Atualmente são utilizados métodos muito mais precisos e modernos para obter esses valores.

Substância que contém carbono	Massa molecular	Massa de carbono contida na massa molecular da substância
Gás acetileno: C_2H_2	26	24
Gás cianídrico: HCN	27	12
Gás etano: C_2H_6	30	24
Gás carbônico: CO_2	44	12
Gás propano: C_3H_8	44	36

Questões

12. Considere que você esteja inspecionando um prédio que apresenta uma tubulação com vazamento de gás. Com base na tabela fornecida acima, responda:

a) Se o gás em questão for o metano (um dos componentes do gás natural), em que parte do prédio você procuraria obter maior ventilação? Por quê?

b) E se o gás em questão fosse o propano (um dos componentes do gás liquefeito de petróleo, GLP)? Em que parte do prédio você procuraria obter maior ventilação? Por quê?

c) É correto começar a acionar as ferramentas para consertar a tubulação logo após interromper o vazamento, sem primeiro ventilar o ambiente, ainda que os funcionários estejam utilizando máscaras?

13. (Fuvest-SP) Um descendente do rei Midas disputou uma prova nos Jogos Olímpicos, ficou em segundo lugar e recebeu uma medalha de prata pura pesando 20 g. Porém, assim que a tocou, cada um dos átomos de prata transformou-se em um átomo de ouro.

a) Calcule a nova massa dessa medalha.

b) Explique por que essa transformação praticamente não altera o volume da medalha.
(densidade da prata: 10,5 g/cm^3;
densidade do ouro: 19,3 g/cm^3)

14. Calcule as densidades das substâncias a seguir em relação à densidade do gás hidrogênio, nas mesmas condições de P e T. Com base nos dados obtidos, calcule a massa molecular dessas substâncias. Dados: massa molecular do hidrogênio = 2, densidade do hidrogênio = 0,08987.

Substância – fórmula	Densidade/$g \cdot cm^{-3}$
Gás hélio – He	0,1769
Gás acetileno – C_2H_2	1,1683
Gás monóxido de carbono – CO	1,2558
Gás hilariante – N_2O	1,9790
Gás cloro – $C\ell_2$	3,1948

Átomo de carbono de massa 12 que apresenta 12 unidades de massa (12 u).

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Unidade unificada de massa atômica

Como vimos no início deste livro, toda medida de massa é sempre uma comparação com um padrão escolhido adequadamente.

E o que pode ser mais adequado para tomar como padrão de medida de massa de átomos e de moléculas do que um "pedaço de átomo"?

O padrão de massa atômica e massa molecular determinado oficialmente pelo SI (Sistema Internacional de Unidades) é denominado **unidade unificada de massa atômica**, sendo simbolizado pela letra u.

A unidade unificada de massa atômica equivale a um doze avos da massa de um átomo de carbono, cuja massa atômica é 12 (carbono 12).

$1\ u = \frac{1}{12}$ da massa de 1 átomo de carbono 12

Os valores das massas atômicas (MA) dos elementos são expressos na unidade u, ou seja, são valores que indicam quanto a massa de 1 átomo de determinado elemento químico é maior que a massa de 1 u.

- Massa atômica de 1 átomo de hidrogênio: 1 u.
- Massa atômica de 1 átomo de oxigênio: 16 u.
- Massa atômica de 1 átomo de enxofre: 32 u.

Da mesma maneira, a massa molecular das substâncias deve ser expressa em u e indica a massa de 1 molécula da substância.

- Massa molecular de 1 molécula de gás oxigênio: 32 u.
- Massa molecular de 1 molécula de gás carbônico: 44 u.
- Massa molecular de 1 molécula de água: 18 u.

Cálculo da massa molecular

Como todos os elementos já tiveram a sua massa atômica determinada (por métodos mais avançados e precisos), atualmente a massa molecular das substâncias é obtida diretamente pela soma das massa atômicas dos átomos dos elementos que constituem uma molécula da substância. Os valores podem ser consultados a qualquer momento na tabela periódica na página 9.

Acompanhe os exemplos a seguir, dadas as massas atômicas aproximadas dos elementos: H = 1 u; C = 12 u; N = 14 u e O = 16 u.

- Fórmula molecular da água: H_2O

  hidrogênio: $2 \cdot 1\ u = 2\ u$
  oxigênio: $1 \cdot 16\ u = 16\ u$
  massa molecular da água: $2\ u + 16\ u = 18\ u$

- Fórmula molecular da ureia: $CO(NH_2)_2$

  carbono: $1 \cdot 12\ u = 12\ u$
  oxigênio: $1 \cdot 16\ u = 16\ u$
  nitrogênio: $2 \cdot 14\ u = 28\ u$
  hidrogênio: $4 \cdot 1\ u = 4\ u$
  massa molecular da ureia: $12\ u + 16\ u + 28\ u + 4\ u = 60\ u$

Note que, no exemplo ao lado, o número que está fora dos parênteses vai multiplicar todos os índices que estão dentro dos parênteses.

Questões

15. A tampa que reveste os componentes eletrônicos em uma caixa-preta de avião é composta de uma liga ultrarresistente de titânio e aço. Além disso, uma espécie de esponja protege os componentes do calor. Uma caixa-preta pesa cerca de 4,5 quilos e suporta um impacto de mais de 3 toneladas. Resiste por uma hora a uma temperatura de 1 100 °C e por 10 horas a 260 °C.
O titânio pode ser obtido do tetracloreto de titânio por meio da reação não balanceada:

$TiC\ell_4(g) + Mg(s) \longrightarrow MgC\ell_2(s) + Ti(s)$

a) Forneça os coeficientes que tornam a equação de obtenção do titânio metálico corretamente balanceada.
b) Calcule a massa molecular das substâncias compostas que participam do processo.

16. Calcule a massa molecular das substâncias abaixo.
a) Sulfato de hidrogênio (ou ácido sulfúrico): H_2SO_4
b) Fosfato de hidrogênio (ou ácido fosfórico): H_3PO_4
c) Pirofosfato de hidrogênio (ou ácido pirofosfórico): $H_4P_2O_7$
d) Propanona (acetona): C_3H_6O
e) Ácido acético (ácido etanoico): $C_2H_4O_2$

17. Calcule a massa molecular dos sais inorgânicos relacionados a seguir.
a) Sulfato de alumínio: $A\ell_2(SO_4)_3$
b) Fosfato de bário: $Ba_3(PO_4)_2$
c) Sulfato de amônio: $(NH_4)_2SO_4$
d) Ferricianeto de cálcio: $Ca_3[Fe(CN)_6)]_2$

18. (UFPB) A massa de 3 átomos de carbono 12 é igual à massa de 2 átomos de um elemento X. Pode-se dizer, então, que a massa atômica de X, em u, é:
a) 12 b) 36 c) 24 d) 3 x e) 18

19. Calcule a massa molar das substâncias relacionadas abaixo.
a) 2,3-dimercaptan propanol (BAL): $C_3H_8OS_2$
b) Fosfato de amônio: $(NH_4)_3PO_4$
c) Tri-propilamina: $(CH_3CH_2CH_2)_3N$
d) Ácido p-benzenodioico: $C_6H_4(CO_2H)_2$
e) Cloreto de 3,5-dinitrobenzoíla: $C_6H_3(NO_2)_2COC\ell$
f) 2,3-ditiol-propanol: $(CH_2)_2CH(SH)_2OH$

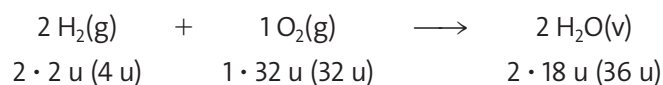
20. (Unimep-SP) A falta de vitamina B_1 ($C_{12}H_{18}ON_4SC\ell_2$) provoca falta de apetite, crescimento retardado e beribéri (enfraquecimento e desgoverno das pernas). Sua massa molecular é:
a) 457 c) 207 e) 280
x b) 337 d) 257

Quantidade de matéria e massa molar

No início deste capítulo, nosso objetivo era encontrar uma proporção mensurável, por exemplo, em massa, de reagentes e produtos que participam efetivamente de uma reação química.

Sabemos encontrar essa proporção em número de moléculas (basta balancear a reação) e já temos uma relação entre as massas das moléculas das substâncias (e entre as massas dos átomos dos elementos).

Mas continuamos com o problema: como "pegar" 4 u de hidrogênio para reagir com 32 u de oxigênio e obter 36 u de água?

$$2\,H_2(g) \quad + \quad 1\,O_2(g) \quad \longrightarrow \quad 2\,H_2O(v)$$
$$2 \cdot 2\text{ u } (4\text{ u}) \qquad 1 \cdot 32\text{ u } (32\text{ u}) \qquad 2 \cdot 18\text{ u } (36\text{ u})$$

É impossível. Mas e se trabalhássemos com uma "porção" (imensa) de moléculas, ou melhor, se pegássemos duas porções (imensas) de moléculas de hidrogênio para reagir proporcionalmente com uma porção (imensa) de moléculas de oxigênio, de modo a obter duas "porções" (imensas) de moléculas de água?

Isso faz sentido, porque como as moléculas são extremamente pequenas, precisamos de um número imenso de moléculas para constituir uma quantidade de moléculas cuja massa possa ser medida. É daí que vem o conceito de mol*. A palavra mol, introduzida em 1896 pelo

Quando nos referimos ao nome da unidade, o uso do plural, mols, é permitido. Mas, quando nos referimos ao símbolo da unidade, o uso do plural não é permitido e devemos escrever, por exemplo, 2 mol. Da mesma forma, podemos escrever 2 quilogramas, mas, quando usamos o símbolo kg, o plural não é permitido, e então escrevemos 2 kg (nunca 2 kgs).

* Note que a palavra mol é ao mesmo tempo o nome da unidade que representa a grandeza quantidade de matéria e o símbolo dessa unidade. Conforme o significado da palavra mol, podemos (ou não) utilizar o plural.

químico alemão Wilhelm Ostwald (1853-1932), vem do latim *moles*, que significa 'porção, quantidade'.

Pelo Sistema Internacional de Unidades, o mol é uma unidade da grandeza denominada quantidade de matéria, da mesma forma que o metro é uma unidade da grandeza comprimento. Por definição:

O mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg (ou 12 g) de carbono de massa 12.

E qual a massa de 1 mol de átomos ou de 1 mol de moléculas? Para responder a essa pergunta, vamos fazer um experimento.

EXPERIMENTO

Relação de massas

Material necessário

- a balança de pratos utilizada no experimento da página 89
- 36 palitos de dente (escolha na caixa os mais bem formados e parecidos entre si)
- 3 cotonetes
- 3 clipes de papel (pequenos, n. 0-2)
- 3 grampos de cabelo (grandes, n. 7)

Como fazer

Os palitos de dente serão a nossa unidade de massa, por isso precisam ser escolhidos com cuidado (devem formar um conjunto o mais uniforme possível) e terão símbolo pd.

Faça a medida da massa de um item de cada vez em pd. Por exemplo, quantos palitos de dente são necessários colocar no prato para equilibrar a balança quando no outro prato há um cotonete?

Faça a mesma coisa em relação ao clipe de papel e ao grampo de cabelo.

Repita o procedimento utilizando 2 cotonetes, 2 clipes de papel e 2 grampos de cabelo. Depois repita para 3 itens de cada objeto.

Monte a seguinte tabela no caderno e anote os valores encontrados conforme for fazendo as medidas de massa:

Objetos	1 objeto: massa/pd	2 objetos: massa/pd	3 objetos: massa/pd
Cotonete			
Clipe			
Grampo			

Investigue

1. Em todos os casos você conseguiu estabelecer que a massa de dois objetos de mesmo tipo é o dobro da massa de um objeto, e que a massa de três objetos é o triplo da massa de um (como seria de esperar pela lógica)? Se o resultado não foi muito satisfatório, a que você atribui a discrepância?

2. Qual foi o objeto mais difícil de estabelecer uma relação de dobro e triplo da massa unitária? Por quê?

3. Se você desconsiderar as incertezas inerentes ao experimento e tomar valores aproximados, consegue estimar as massas em pd de quatro objetos de cada tipo? E de cinco objetos? E de dez objetos? E de cem objetos? E de mil? Explique.

4. Considerando o item anterior, você consegue estabelecer uma relação entre os diferentes objetos, expressa em pd/n, para n objetos de cada tipo (sendo **n** um número imensurável de objetos)?

Um raciocínio semelhante ao do experimento acima foi utilizado pelos cientistas para estabelecer uma proporção em massa numa unidade mensurável para os diferentes elementos químicos e substâncias.

Se mantivermos uma proporção constante entre os valores das massas atômicas dos elementos, ou seja, se dobrarmos, triplicarmos, etc., os valores das massas atômicas (MA) de um conjunto de elementos, o número de átomos contidos em cada uma das massas obtidas individualmente continuará igual porque a proporção inicial de massas foi mantida.

Veja alguns exemplos nas tabelas a seguir.

Elemento	**Massa atômica/**u	**2 × Massa atômica/**u	**3 × Massa atômica/**u	**Massa atômica/**g
Nº de átomos	1 átomo	2 átomos	3 átomos	1 mol de átomos
Hidrogênio	1 u	2 • 1 u	3 • 1 u	1 g
Carbono	12 u	2 • 12 u	3 • 12 u	12 g
Oxigênio	16 u	2 • 16 u	3 • 16 u	16 g

Isso também pode ser dito em relação às substâncias:

Substância	**Massa molecular/**u	**5 × Massa molecular/**u	**100 × Massa molecular/**u	**Massa molecular/**g
Nº de moléculas	1 molécula	5 moléculas	100 moléculas	1 mol de moléculas
Gás hidrogênio	2 u	5 • 2 u	100 • 2 u	2 g
Água	18 u	5 • 18 u	100 • 18 u	18 g
Gás carbônico	44 u	5 • 44 u	100 • 44 u	44 g

A relação g/mol é denominada massa molar (o termo massa molar é aplicado indistintamente para átomos e moléculas).

Observe os seguintes exemplos para os elementos abaixo:

- Massa molar do hidrogênio: 1 g/mol.
- Massa molar do oxigênio: 16 g/mol.
- Massa molar do enxofre: 32 g/mol.

O mesmo raciocínio é aplicado às substâncias. Veja os exemplos.

- Massa molar do gás oxigênio: 32 g/mol.
- Massa molar do gás carbônico: 44 g/mol.
- Massa molar da água: 18 g/mol.

E quantos átomos ou moléculas totalizam 1 mol? Há diversos experimentos diferentes por meio dos quais se pode chegar ao número de partículas elementares que totalizam 1 mol, uns mais complicados e outros mais simples (veremos alguns ao longo desta coleção).

Todos chegam, com maior ou menor precisão, a um valor próximo de $6{,}02214 \cdot 10^{23}$, denominado oficialmente constante de Avogadro, N_A (em homenagem ao trabalho do cientista Amedeo Avogadro).

Qualquer amostra de uma substância contém um número imenso de moléculas (e qualquer amostra de um elemento contém um número imenso de átomos).

Observe que o mol representa uma quantidade de matéria tão imensa que só pode ser usado em relação a entidades ou partículas elementares, como átomos, moléculas, íons, elétrons, etc.

Experimente contar de 1 até $6{,}02214 \cdot 10^{23}$

A grandeza da constante de Avogadro é tal que o tempo necessário para contar de 1 até $6{,}02214 \cdot 10^{23}$, na velocidade constante de um número por segundo, é igual a dezenove quatrilhões, noventa e oito trilhões, oitocentos e sete bilhões de anos.

A essa amostra está associada uma determinada quantidade de matéria expressa em mol e, portanto, um determinado número de partículas elementares (moléculas ou átomos, por exemplo).

Concluímos então que existe uma relação de proporcionalidade entre o número de partículas elementares na amostra (N) e sua quantidade de matéria (n), ou melhor, para qualquer amostra de uma substância, seu número de partículas elementares (N) é diretamente proporcional a sua quantidade de matéria (n). A constante de proporcionalidade que permite a passagem de quantidade de matéria para número de partículas elementares é justamente a constante de Avogadro ($N_A = 6{,}02214 \cdot 10^{23}$). Assim, temos:

$$N = 6{,}02214 \cdot 10^{23} \cdot n$$

Essas relações de proporcionalidade envolvendo massa molar e constante de Avogadro podem ser aplicadas das mais diversas maneiras.

Observe o seguinte exemplo:

Qual a massa de uma molécula de água em gramas? Dado: a massa molar da água é 18 g/mol.

18 g de H_2O ———— $6{,}02214 \cdot 10^{23}$ moléculas

x ———— 1 molécula

$$x = \frac{1 \cdot 18}{6{,}02214 \cdot 10^{23}} \Rightarrow x = 2{,}98897 \cdot 10^{-23}\ g$$

Uma única molécula de água tem massa igual a $2{,}98897 \cdot 10^{-23}$ g.

Questões

21. (UnB-DF) Os microprocessadores atuais são muito pequenos e substituíram enormes placas contendo inúmeras válvulas. Eles são organizados de forma que apresentem determinadas respostas ao serem percorridos por um impulso elétrico. Só é possível a construção de dispositivos tão pequenos devido ao diminuto tamanho dos átomos. Sendo estes muito pequenos, é impossível contá-los.

A constante de Avogadro – e não o número de Avogadro – permite que se calcule o número de entidades – átomos, moléculas, fórmulas unitárias, etc. – presentes em uma dada amostra de substância. O valor dessa constante, medido experimentalmente, é igual a $6{,}02 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$. Com relação ao assunto, julgue os seguintes itens.

X 01. A constante de Avogadro é uma grandeza, sendo, portanto, um número ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) multiplicado por uma unidade de medida (mol^{-1}).

X 02. A constante de Avogadro, por ser uma grandeza determinada experimentalmente, pode ter seu valor alterado em função do avanço tecnológico.

03. Massas iguais de diferentes elementos químicos contêm o mesmo número de átomos.

X 04. Entre os elementos químicos, o único que, em princípio, não está sujeito a uma variação de massa atômica é o isótopo do carbono de massa 12,00 u.

Soma: 7

22. Qual a massa em gramas de uma unidade unificada de massa atômica? Dado: 1 u equivale a 1/12 de um átomo de carbono de massa 12. Constante de Avogadro $= 6{,}02 \cdot 10^{23}$.

23. (FGV-SP) Para atrair machos para acasalamento, muitas espécies fêmeas de insetos secretam compostos químicos chamados feromônios. Aproximadamente 10^{-12} g de tal composto de fórmula $C_{19}H_{38}O$ deve estar presente para que seja eficaz. Quantas moléculas isso representa?

X a) $2 \cdot 10^{9}$ moléculas
b) $3 \cdot 10^{9}$ moléculas
c) 10^{10} moléculas
d) $4 \cdot 10^{9}$ moléculas
e) $8 \cdot 10^{9}$ moléculas

24. (UEL-PR) A densidade do alumínio, a 20 °C, é igual a 2,7 g/mL. Quantos átomos desse metal existem numa amostra que ocupa o volume de 10 mL, a 20 °C?

a) 10
b) $1{,}0 \cdot 10^{3}$
X c) $6{,}0 \cdot 10^{23}$
d) $1{,}0 \cdot 10^{26}$
e) $6{,}0 \cdot 10^{2}$

5 Volume molar

Os elementos e as substâncias que estão no estado vapor ou gasoso não possuem volume próprio. É característica do gás ocupar todo o volume do recipiente que o contém. Esse volume depende diretamente das condições de pressão e temperatura em que o gás se encontra.

As únicas substâncias que possuem moléculas monoatômicas, isto é, formadas por um único átomo do elemento, são os chamados gases nobres: hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio.

O volume molar de um gás, em determinada condição de temperatura e pressão, é o volume ocupado por 1 mol de moléculas do gás (ou de átomos, no caso de a molécula ser monoatômica).

O volume molar de um gás qualquer possui massa conhecida, isto é, a própria massa molar do elemento ou da substância em questão. No entanto, para cada par de valores de pressão e temperatura estabelecidos existe um valor de volume molar e, para poder comparar quantidades de gases diretamente por meio de seus volumes, convencionou-se utilizar determinados valores de pressão e temperatura.

A Iupac trabalha com o Sistema Internacional de Unidades, (SI); assim, define apenas as condições de pressão e temperatura **padrões*** ou STP (*standard temperature and pressure*).

* A palavra padrão está relacionada a uma grandeza usada para definir uma unidade e é determinada pela Iupac, por exemplo: pressão padrão = 10^5 Pa.
Saiba mais sobre esse assunto lendo o artigo "O uso da terminologia Normal e Padrão". Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc25/ccd01.pdf>. Acesso em: 31 ago. 2012.

Nas STP a pressão-padrão é de 100 000 Pa, o que equivale a 1 bar, e a temperatura-padrão é de 273,15 K. Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de moléculas de qualquer gás é $\simeq$ 22,71 L.

Mas em Química também é muito comum trabalharmos nas chamadas condições normais de temperatura e pressão, CNTP.

Nas CNTP a pressão normal** é de 101 325 Pa, o que equivale a 1 atm, e a temperatura é de 273,15 K (zero absoluto). Nessas condições o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás é $\simeq$ 22,4 L.

** O termo "normal" está relacionado a um valor utilizado habitualmente em experimentos, por exemplo: pressão de 1 atm ao nível do mar.

As condições de temperatura e pressão são especificadas quando é necessário fazer um cálculo envolvendo o volume molar de um gás.

Questões

25. Qual a quantidade de matéria de gás nitrogênio, N_2, que a 0 °C e 1 atm (CNTP) ocupa o volume de 112 L? Volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol.

26. Qual o volume ocupado por uma massa de gás oxigênio (O_2 = 32 g/mol) igual a 48 g nas CNTP?

27. Qual o número de moléculas de amônia, $NH_3(g)$, existente em um volume igual a 3,48 L desse gás nas CNTP?

28. Calcule o volume ocupado nas CNTP, por:

a) uma massa de $SO_2(g)$ igual a 128 g.

b) uma massa de $C_4H_{10}(g)$ igual a 29 g.

29. Considere um sistema contendo 90,84 L de metano, $CH_4(g)$, nas STP (volume molar = 22,71 L).

a) Qual a quantidade de matéria de $CH_4(g)$ existente nesse volume?

b) Qual o número de moléculas de $CH_4(g)$ nesse sistema?

6 Fórmulas químicas

Encontrar a fórmula de uma substância é descobrir quais os elementos químicos de que ela é constituída e em que proporção esses elementos se combinam, em massa e em quantidade de matéria.

Cotidiano do Químico

Determinação da composição das substâncias

O processo pelo qual os químicos determinam os elementos que formam as substâncias e em que proporção eles aparecem (ou seja, quantos átomos de cada elemento existem em uma molécula da substância) é denominado **análise elementar**. Esse processo faz parte da rotina do químico analítico.

Ao receber uma amostra de um material desconhecido, a primeira atitude do químico é fazer uma **análise imediata** do material, isto é, testar suas propriedades, como ponto de fusão e de ebulição, densidade, solubilidade, de modo a determinar se o material é constituído de apenas uma substância ou de uma mistura de substâncias diferentes (é o que estuda a Química analítica).

Concluindo que a amostra é constituída de uma mistura (o que é mais comum), o químico trata de isolar as diversas substâncias utilizando as várias técnicas de laboratório de separação de misturas que se baseiam principalmente em propriedades físicas e químicas.

Após a separação é feita a **análise elementar** de cada componente. A análise elementar divide-se em **qualitativa** e **quantitativa**.

Análise elementar qualitativa

O objetivo da análise elementar qualitativa é descobrir de quais elementos químicos as substâncias são formadas, e as reações de decomposição, seguidas de testes padronizados, são parte desse processo.

Os testes padronizados são reações que visam determinar os elementos que formam a substância analisada. Exemplos:

- Submeter a substância a aquecimento direto e verificar se há liberação de gás. Se houver, verificar se esse gás tem um cheiro característico ou outra qualidade que permita identificá-lo.
- Dissolver a substância em meio ácido e/ou básico e verificar se há mudança de cor ou reação com formação de precipitado.

Análise elementar quantitativa

A análise elementar quantitativa tem por finalidade descobrir a proporção em que esses elementos aparecem em massa e em volume na substância (o que exige equipamentos e medidas precisas) e, posteriormente, em quantidade de matéria.

Outro ponto importante é determinar a massa molecular da substância.

Há várias técnicas por meio das quais é possível obter essa informação. A escolha de uma delas vai depender das características particulares da substância analisada. Um exemplo é a utilização do conceito de densidade para a determinação da fórmula de um gás, visto na página 124.

Valéria Gonçalvez/Agência Estado

Química conferindo a análise de um material.

Para determinar as fórmulas percentual, mínima e molecular de uma substância, é necessário conhecer sua composição e sua massa molecular. Considere, por exemplo, que o químico tenha isolado de uma amostra analisada uma substância X cuja reação de decomposição revelou os elementos hidrogênio e carbono na proporção em massa a seguir:

$$\underset{5\text{ g}}{\text{substância X}} \longrightarrow \underset{4\text{ g}}{\text{carbono}} + \underset{1\text{ g}}{\text{gás hidrogênio}}$$

A densidade da substância X foi medida nas CNTP (0 °C e 1 atm), e o resultado obtido foi $d_X = 1,3436\ g/cm^3$.

Sabendo que a densidade do gás hidrogênio nas mesmas condições de temperatura e pressão é igual a 0,08987 g/cm³, a massa molecular da substância X pode ser encontrada pela relação:

$$M_X = 2 \cdot \frac{d_X}{d_{\text{gás hidrogênio}}} \Rightarrow M_X = 2 \cdot \frac{1,3436}{0,08987} \Rightarrow M_X \simeq 30\ u$$

Com os dados tabelados da massa atômica dos elementos: carbono = 12 e hidrogênio = 1, o químico faz os cálculos apresentados a seguir.

Atualmente todos os testes quantitativos e qualitativos são feitos por químicos especializados em laboratórios equipados para esse fim. Inúmeros acidentes, até mesmo com vítimas fatais, ocorreram quando não se conhecia a toxicidade de certas substâncias nem o perigo de cheirá-las ou de prová-las.
Já existem aparelhos bastante sofisticados que fazem a análise qualitativa e quantitativa das substâncias sem a necessidade de expor o químico a riscos desnecessários.
Assim, **não tente fazer nenhum teste com compostos químicos por conta própria**, pelo menos não até ter uma formação específica na área.

Fórmula percentual

A fórmula percentual fornece a porcentagem (%) em massa de cada elemento na substância.

A fórmula percentual indica a massa de cada elemento químico que existe em 100 partes de massa (100 g, 100 kg) da substância.

Essa fórmula pode ser encontrada por meio de uma relação de proporção, como mostram os cálculos a seguir, feitos para a substância X.

- Carbono:

5 g de substância X	contêm	4 g de carbono
100 g de substância X	contêm	y

$$\frac{5}{100} = \frac{4}{y} \Rightarrow y \cdot 5 = 100 \cdot 4 \Rightarrow y = \frac{100 \cdot 4}{5} \Rightarrow y = 80$$

Concluímos então que há 80 g de carbono em 100 g de substância X, ou seja, a substância X tem 80% de carbono.

- Hidrogênio:

5 g de substância X	contêm	1 g de hidrogênio
100 g de substância X	contêm	z

$$\frac{5}{100} = \frac{4}{y} \Rightarrow z \cdot 5 = 100 \cdot 1 \Rightarrow z = \frac{100 \cdot 1}{5} \Rightarrow z = 20$$

Concluímos então que há 20 g de hidrogênio em 100 g de substância X, ou seja, a substância X tem 20% de hidrogênio.

A fórmula percentual da substância X é **80% de C e 20% de H**.

Questões

Determine a fórmula percentual das substâncias nos exercícios a seguir a partir dos dados experimentais fornecidos.

30. Por meio da fotossíntese os vegetais fabricam **glicose,** cujas moléculas se combinam para formar a celulose, que constitui a parede celular, e amido, que é armazenado em diversos órgãos vegetais. A decomposição de 1,8 g de glicose produziu 0,72 g de carbono, 0,12 g de hidrogênio e 0,96 g de oxigênio.

31. O acetileno é usado como gás de maçarico oxiacetilênico, cuja chama azul, que atinge 3 000 °C, pode cortar chapas de aço. A decomposição de 1,3 g de acetileno produziu 1,2 g de carbono e 0,1 g de hidrogênio.

32. O benzeno é um líquido amarelado, inflamável, altamente tóxico e cancerígeno, mas que possui muitas aplicações, como fabricação de pesticidas, fluidos hidráulicos, borrachas, corantes, detergentes e explosivos. A decomposição de 3,9 g de benzeno produziu 3,6 g de carbono e 0,3 g de hidrogênio.

33. O ácido oxálico (etanodioico) inibe a absorção de cálcio pelo organismo e é encontrado no chocolate. Assim, a criança que toma somente achocolatados não aproveita o cálcio que o leite oferece e, a longo prazo, pode apresentar deficiência desse mineral. A decomposição de 9,0 g de ácido oxálico produziu 0,2 g de hidrogênio, 2,4 g de carbono e 6,4 g de oxigênio.

Fórmula mínima

A fórmula mínima fornece a proporção mínima em que os elementos químicos se combinam para formar a substância.

A fórmula mínima indica a proporção mínima, em números inteiros, dos átomos de cada elemento químico em uma molécula da substância.

Essa fórmula pode ser encontrada transformando-se a proporção em massa dos elementos, obtida experimentalmente ou fornecida pela fórmula percentual, numa proporção em quantidade de matéria (mol).

Para encontrar a proporção em quantidade de matéria, basta dividir a massa em gramas de cada elemento existente na substância pela sua respectiva massa molar (g/mol).

Vamos tomar como exemplo a reação de decomposição da substância X, que já sabemos pelos cálculos da página anterior ser composta de 80% de C e 20% de H. Ou seja, a cada 100g da substância X, temos 80g de C e 20g de H. Os cálculos são os seguintes:

Dados experimentais

- Carbono:

$$\frac{4}{12}\frac{\cancel{g}}{\frac{\cancel{g}}{mol}} = 0{,}3333 \text{ mol}$$

- Hidrogênio:

$$\frac{1}{1}\frac{\cancel{g}}{\frac{\cancel{g}}{mol}} = 1 \text{ mol}$$

Fórmula percentual

- Carbono:

$$\frac{80}{12}\frac{\cancel{g}}{\frac{\cancel{g}}{mol}} = 6{,}6666 \text{ mol}$$

- Hidrogênio:

$$\frac{20}{1}\frac{\cancel{g}}{\frac{\cancel{g}}{mol}} = 20 \text{ mol}$$

A Química analítica, qualitativa e quantitativa, é o alicerce de uma área denominada **Química forense**, cujo objetivo principal é desvendar crimes, angariar provas, elucidar os fatos.
Esses crimes tanto podem estar relacionados a atos violentos (estupros, atropelamentos), assassinatos em geral, mortes por envenenamento, consumo e tráfico de drogas quanto a crimes relacionados à saúde pública, como a adulteração de matéria-prima na fabricação de alimentos (usar farinha estragada na massa de pão; fazer queijo com leite tirado de animal doente; adicionar urina de vaca ao leite, excrementos de animais ao café em pó; usar água poluída na produção de fármacos) ou à falsificação de alimentos, bebidas, produtos de higiene (cosméticos, perfumes) e de medicamentos, o que é ainda mais grave.

Como os números obtidos não são inteiros, usamos um artifício:

"Dividindo ou multiplicando uma série de números por um mesmo valor, a **proporção** que existe entre eles **não é alterada**".

Uma vez que estamos buscando os menores valores inteiros possíveis, vamos tentar dividir os números encontrados pelo menor deles.

Dados experimentais	Fórmula percentual
• Carbono:	• Carbono:
$\frac{0,3333}{0,3333} = 1$ mol	$\frac{6,6666}{6,6666} = 1$ mol
• Hidrogênio:	• Hidrogênio:
$\frac{1}{0,3333} = 3$ mol	$\frac{20}{6,6666} = 3$ mol

Portanto, a fórmula mínima da substância X é: $\mathbf{C_1H_3}$ ou $\mathbf{CH_3}$.

Questões

Encontre a fórmula mínima das substâncias para as quais você fez o cálculo da fórmula percentual nas questões de 30 a 33. Dadas as massas molares em g/mol: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.

34. Fórmula mínima da glicose.

35. Fórmula mínima do acetileno.

36. Fórmula mínima do benzeno.

37. Fórmula mínima do ácido oxálico.

38. (UFV-MG) Sabe-se que, quando uma pessoa fuma um cigarro, pode inalar de 0,1 até 0,2 mg de nicotina. Descobriu-se em laboratório que cada miligrama de nicotina contém 74,00% de carbono, 8,65% de hidrogênio e 17,30% de nitrogênio. A fórmula mínima da nicotina é:

a) C_6H_7N
X b) C_5H_7N
c) $C_{10}H_{12}N$
d) $C_5H_3N_2$
e) $C_4H_3N_2$

Fórmula molecular

A fórmula molecular fornece o número exato de átomos de cada elemento químico que se combinam para formar uma molécula. Esse número é calculado a partir da massa molecular da substância.

A fórmula molecular indica o número de átomos de cada elemento em uma molécula da substância.

Para encontrar a fórmula molecular, utilizamos o seguinte raciocínio, considerando ainda, como exemplo, a substância X:

- Pela fórmula mínima sabemos que há 1 átomo de carbono (massa atômica 12) para cada 3 átomos de hidrogênio (massa atômica 1).
- Podemos, então, calcular a massa dessa fórmula mínima:

$1 \cdot 12 + 3 \cdot 1 = 15$

O etano possui:
- densidade = 1,3436 g/cm³ nas CNTP;
- ponto de fusão = −172 °C;
- ponto de ebulição = −88,6 °C;
- solubilidade = 4,7 cm³ em 100 cm³ de água a 20 °C.

- Em seguida, calculamos quantas vezes a massa da fórmula mínima "cabe" na massa molecular (veja página 133) da substância:

$$\frac{\text{massa molecular}}{\text{massa da fórmula mínima}} = \frac{30}{15} = 2$$

- Isso significa que a proporção de átomos na fórmula molecular é 2 vezes a indicada pela fórmula mínima: $2 \cdot CH_3 = C_2H_6$.

A fórmula molecular da substância X é $\mathbf{C_2H_6}$.

De posse da fórmula molecular e das propriedades determinadas experimentalmente, o químico já pode afirmar com certeza que a substância X contida na amostra é o gás etano, cuja fórmula molecular é, de fato, C_2H_6.

Questões

Encontre a fórmula molecular das substâncias para as quais você fez o cálculo da fórmula mínima nas questões de 34 a 38.

39. Fórmula molecular da glicose (180 g/mol).

40. Fórmula molecular do acetileno (26 g/mol).

41. Fórmula molecular do benzeno (78 g/mol).

42. Fórmula molecular do ácido oxálico (90 g/mol).

43. (UFBA) As fórmulas são representações que identificam a composição e os átomos presentes na estrutura de uma substância química. Essas representações indicam a composição centesimal, a relação estequiométrica entre o número de átomos, nos menores números inteiros possíveis, e a proporção entre átomos na molécula.
As fórmulas químicas são determinadas a partir de processos de análise qualitativa e quantitativa.
Com os dados obtidos durante esses processos pode-se, então, determinar a fórmula química de uma substância e, a partir do conhecimento de suas propriedades funcionais, construir um modelo que represente a sua estrutura.
Com base nessas informações e considerando a análise de uma amostra de substância pura, que revelou na composição 0,180 g de carbono, 0,030 g de hidrogênio e 0,160 g de oxigênio, e possui massa molecular igual a 74u, determine a fórmula mínima e a fórmula molecular dessa substância.

44. (Ufal) O cacodilo, que tem um odor forte de alho e é usado na manufatura de ácido cacodílico, um herbicida para a cultura do algodão, tem a seguinte composição percentual em massa: 22,88% de C, 5,76% de H e 71,36% de As, e massa molar 209,96 g · mol^{-1}.
Qual é a fórmula molecular do cacodilo?
X a) $C_4H_{12}As_2$
b) $C_3H_{24}As_2$
c) $C_8H_{39}As$
d) $C_9H_{27}As$
e) $C_{10}H_{15}As$

45. (Fuvest-SP) Determine a fórmula molecular de um óxido de fósforo que apresenta 43,6% de fósforo e 56,4% de oxigênio (porcentagem em massa) e massa molecular 284 (massas atômicas: P = 31; O = 16).

46. (PUC/Senac-SP) A cafeína é um alcaloide presente nos grãos de café e nas folhas de chá, atuando como estimulante do sistema nervoso central. Um mol de cafeína contém $4{,}8 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono, 10 mol de átomos de hidrogênio, 56 g de nitrogênio e $1{,}2 \cdot 10^{24}$ átomos de oxigênio. A fórmula molecular da cafeína é:
a) $C_6H_{10}N_5O_{12}$.
b) $C_{48}H_{10}N_{56}O_{12}$.
X c) $C_8H_{10}N_4O_2$.
d) $C_5H_5N_6O_2$.
e) $C_8H_{10}N_2O_2$.

47. (Vunesp-SP) Lindano, usado como inseticida, tem composição percentual em massa de 24,78% de carbono, 2,08% de hidrogênio e 73,1% de cloro, e sua massa molar é igual a 290,85 g · mol^{-1}. A fórmula molecular do lindano é:
a) $C_4H_5C\ell_2$
b) $C_5H_7C\ell_6$
c) $C_6H_5C\ell_6$
d) $C_6H_6C\ell_2$
X e) $C_6H_6C\ell_6$

48. O DDT é um poluente persistente com fórmula percentual C 47,4% Cℓ 50,1% H 2,5%. Calcule sua fórmula molecular.

49. (Univali-SC) O ouro quase não é usado puro, mas sim na forma de liga. O ouro puro é chamado 24 quilates (24 k). O número de quilates indica o número de partes de ouro puro em 24 partes de liga. Dessa forma, o ouro 18 quilates, muito usado na confecção de joias, apresenta, na liga, um teor de ouro igual a
a) 18%
b) 24%
c) 42%
X d) 75%
e) 50%

Exercícios de revisão

Observação: Use os valores aproximados de massa atômica: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16; S = 32; Cℓ = 35,5 e Ar = 40. $N_A \simeq 6{,}0 \cdot 10^{23}$.

8.1 Os elementos ítrio, térbio, érbio e itérbio receberam essa denominação em homenagem à cidade de Ytterby, situada no arquipélago de Estocolmo, onde há uma mina de feldspato. Nessa mina foram descobertos pela primeira vez minérios contendo os elementos classificados como terras raras. Esse nome foi escolhido numa época em que se pensava que esses elementos eram extremamente escassos. Mais tarde observou-se que eles não eram tão raros assim, e o nome, que ficou inadequado, permaneceu por força do costume. Os símbolos dos elementos ítrio, térbio, érbio e itérbio são:

a) I, Te, Er, It
b) Y, Te, Er, Yt
c) Yt, Tb, Eb, Yb
X d) Y, Tb, Er, Yb
e) It, Tb, Eb, Yt

8.2 (UPM-SP) Os elementos mais abundantes na crosta do planeta Marte são oxigênio, silício, ferro, magnésio, cálcio, enxofre, alumínio, sódio, potássio e cloro.
A alternativa em que todos os símbolos colocados são de elementos mencionados é:

a) Fe, C, Mn, Co, Na
X b) Ca, S, Aℓ, K, Mg
c) O, F, Na, Cℓ, C
d) Si, Fr, Aℓ, Sn, K
e) O, Na, P, Ag, Na

8.3 Em relação ao significado das notações químicas, indique a(s) alternativa(s) correta(s) e dê a soma dos números das opções escolhidas. Soma: 41

X 01. A notação $2\ CO(NH_2)_2$ indica 2 moléculas de uma substância (a ureia), com um total de 16 átomos.
02. A notação 5 N indica 5 moléculas de gás nitrogênio.
04. A notação $3\ O_3$ indica 9 moléculas de oxigênio.
X 08. A notação $4\ H_3C(CH_2)_5NH_3$ indica 4 moléculas, cada uma com 16 átomos de hidrogênio, 6 átomos de carbono e 1 átomo de nitrogênio, num total de 92 átomos.
16. A equação de queima incompleta da grafita:
$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO(g)$
representa uma das poucas reações em que não ocorre conservação dos átomos.
X 32. A conservação dos átomos é uma lei e ocorre sempre, por isso é necessário balancear as equações químicas.

8.4 (Vunesp-SP) No Início do século passado, foram desenvolvidas diversas armas químicas, entre as quais o gás fosgênio. Sabe-se que 9,9 g dessea gás ocupam 2,24 L, nas condições normais de temperatura e pressão, e que é constítuido apenas por atomos de carbono, oxigênio e cloro. A fómula mínima correta para este gás é:

a) $C_2OC\ell_2$.
b) $C_2OC\ell$.
c) $CO_3C\ell$.
X d) $COC\ell_2$.
e) $CO_2C\ell_2$.

8.5 Encontre os coeficientes que tornam as seguintes equações químicas de combustão completa corretamente balanceadas.

a) Combustão da propanona (acetona):
$C_3H_6O(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$
b) Combustão do ácido etanoico (ácido acético):
$C_2H_4O_2(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$
c) Combustão do propanol (álcool propílico):
$C_3H_8O(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$
d) Combustão do etino (acetileno):
$C_2H_2(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$
e) Combustão do aldeído fórmico (metanal):
$CH_2O(v) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(v)$

8.6 (Unicamp-SP) Leia a frase seguinte e transforme-a em uma equação química (balanceada), utilizando símbolos e fórmulas:
"Uma molécula de nitrogênio gasoso, contendo dois átomos de nitrogênio por molécula, reage com três moléculas de hidrogênio diatômico, gasoso, produzindo duas moléculas de amônia gasosa, a qual é formada por três átomos de hidrogênio e um de nitrogênio".

8.7 (PUC-MG) Quando se "limpa" o mármore (carbonato de cálcio, $CaCO_3$) com ácido muriático (ácido clorídrico, $HC\ell$), observa-se uma "fervura", que é o desprendimento de gás carbônico, CO_2, um dos produtos da reação, juntamente com a água, H_2O, e o cloreto de cálcio, $CaC\ell_2$.
Forneça a equação balanceada da reação química descrita acima.

8.8 (Uespi) O silício (Si) é utilizado para a produção de ligas metálicas, na preparação de silicones, na indústria cerâmica, e como material básico para a produção de transistores para *chips*, células solares e em diversas variedades de circuitos eletrônicos, tendo sido preparado pela primeira vez por Jöns Jacob Berzelius, em 1823. Um *chip* de silício, usado em um circuito integrado de computador pesando 5,68 mg, apresenta:
Dados: massa atômica do silício = 28,09.

a) $0{,}21 \times 10^{20}$ átomos.
b) $1{,}02 \times 10^{20}$ átomos.
X c) $1{,}21 \times 10^{20}$ átomos.
d) $2{,}01 \times 10^{20}$ átomos.
e) $2{,}21 \times 10^{20}$ átomos.

8.9 (Uerj) Uma molécula de água, isolada, não apresenta certas propriedades físicas – como ponto de fusão e de ebulição – que dependem de interações entre moléculas. Em 1998, um grupo de pesquisadores determinou que, para exibir todas as propriedades físicas, é necessário um grupamento de, no mínimo, 6 moléculas de água.
O número desses grupamentos mínimos que estão contidos em um mol de moléculas de água corresponde a:

X a) $1{,}0 \cdot 10^{23}$
b) $3{,}0 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}0 \cdot 10^{23}$
d) $9{,}0 \cdot 10^{23}$

CAPÍTULO

9 Alotropia

Saiu na Mídia!

O CFC e a camada de ozônio – a farsa?

"Há quase 10 anos, reanalisei as séries de ozônio de Oslo e Tronsoe, Noruega, e escrevi um trabalho mostrando que as concentrações de ozônio estratosféricos são altamente variáveis e dependem da variação de fatores internos e externos ao sistema Terra-atmosfera, como produção de radiação ultravioleta pelo Sol e a presença de aerossóis vulcânicos. **A verdade é que não há evidências científicas de que a camada de ozônio na estratosfera esteja sendo destruída pelos compostos de clorofluorcarbono (CFCs)**, que são gases utilizados em refrigeração (geladeira, ar-condicionado), como Freon 11 e Freon 12 [...].

O que ocorreu foi que, como os CFCs se tornaram de domínio público e já não podiam ser cobrados direitos de propriedade (*royalties*) sobre sua fabricação, as indústrias que controlam a produção dos substitutos [...] convenceram "certos" governos de países de primeiro mundo [...] a darem apoio para 'a farsa da destruição da camada de ozônio e do aumento do buraco de ozônio na Antártica', pois agora os seus substitutos recebem *royalties*.

O Freon 12, por exemplo, custava US$ 1,70/kg e seu substituto R-134 custa quase US$ 20,00/kg. Como as indústrias produtoras têm suas matrizes em países de primeiro mundo e pagam impostos lá, não fica difícil de concluir para onde vai nosso dinheiro e de quem é o interesse de sustentar uma ideia, ou hipótese, tão absurda como essa da destruição da camada de ozônio pelo homem. Na minha opinião, essa hipótese é uma atitude neocolonialista, ou seja, de domínio dos países ricos sobre os pobres, através da tecnologia e das finanças. Países tropicais, como Brasil e Índia, precisam de refrigeração a baixo custo.

A hipótese da destruição da camada de ozônio é uma forma de transferir dinheiro de países pobres para países ricos, que já não possuem recursos naturais e têm de sobreviver explorando os outros financeiramente.

Uma das minhas preocupações é que o assunto já está sendo tratado nos livros de Ciências que as crianças usam e parece que vamos formar uma geração inteira, ou mais, baseados em afirmações, ou 'dogmas', sem fundamento científico.

artpartner-images.com/Alamy/Other Images

[...]

O Brasil foi forçado a assinar o Protocolo de Montreal, que bania os CFCs. Era uma das exigências do FMI para renegociar a dívida externa e receber mais empréstimos."

Luiz Carlos Baldicero Molion –
Prof. Ph.D. do Departamento de Meteorologia
da Universidade Federal de Alagoas .

Você sabe explicar?

▶ **O que diz a teoria da destruição da camada de ozônio?**

Certos elementos químicos possuem a propriedade de formar mais de um tipo de substância simples. Essa propriedade é denominada **alotropia**, e as diferentes substâncias formadas são denominadas **formas** ou **variedades alotrópicas** ou, simplesmente, **alótropos**.

Os elementos que apresentam alotropia e que não serão estudados agora são: o arsênio, As; o selênio, Se; o estanho, Sn; o cério, Ce; e o polônio, Po.

As variedades alotrópicas de um mesmo elemento diferem entre si quanto à atomicidade, ou seja, quanto ao número de átomos que formam cada molécula ou quanto ao arranjo cristalino dos átomos no espaço.

É interessante observar que, quando uma substância simples apresenta alotropia, uma das formas alotrópicas sempre é mais estável que a(s) outra(s). A forma mais instável (mais energética) tende a se transformar espontaneamente na forma mais estável num processo que ocorre com liberação de energia.

Ao falar das formas alotrópicas dos elementos, desconsideramos a forma amorfa (em que os átomos se agrupam sem um arranjo cristalino definido). Isso ocorre com o carbono (carvão), o fósforo e o enxofre.

Como os alótropos são formados pelo mesmo elemento químico, suas propriedades químicas são semelhantes, ou seja, duas variedades alotrópicas de um mesmo elemento, em geral, podem sofrer as mesmas reações formando os mesmos produtos.

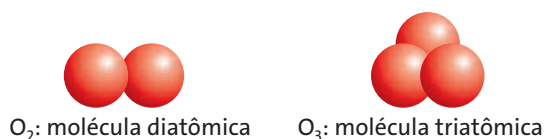
Vários elementos apresentam alotropia. Os exemplos mais comuns são o oxigênio, o carbono, o fósforo e o enxofre.

1 Alótropos do oxigênio

O oxigênio possui duas formas alotrópicas que diferem quanto à atomicidade (número de átomos do elemento químico em uma molécula da substância):

- gás oxigênio, $O_2(g)$: inodoro e indispensável à vida;
- gás ozônio, $O_3(g)$: de cheiro desagradável e altamente bactericida.

O_2: molécula diatômica

O_3: molécula triatômica

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

A tabela a seguir traz algumas propriedades desses alótropos.

Alótropos	Densidade/ $g \cdot cm^{-3}$	Fusão/°C	Ebulição/°C	Estabilidade
Gás oxigênio	1,14 (a –183 °C)	–218,4 °C	–182,8 °C	Mais estável*
Gás ozônio	1,71 (a –188 °C)	–249,4 °C	–111,3 °C	Menos estável*

* A estabilidade de uma substância depende das condições em que ela se encontra. Nesse caso, estamos considerando sempre a estabilidade de uma forma alotrópica em comparação a outra em condições ambientes (25 °C e 1 atm).

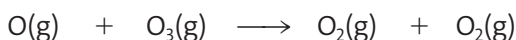
O gás ozônio, por causa de suas propriedades bactericidas, é usado na purificação da água para consumo residencial e para tratamento de piscinas (no lugar do cloro). É usado também na desodorização de cinemas, velórios e lugares fechados sujeitos a aglomerações. Uma das razões da sensação de frescor que se tem após uma tempestade deve-se à transformação do $O_2(g)$ em $O_3(g)$, promovida pelos relâmpagos, que purifica o ar.

A camada de ozônio

As moléculas de gás oxigênio, $O_2(g)$, possuem baixa densidade e tendem a subir para a estratosfera, até cerca de 25 km acima da superfície do planeta. Nas condições da estratosfera o oxigênio é instável e se decompõem pela ação dos raios ultravioleta do Sol, formando gás ozônio, $O_3(g)$, mais estável nessas condições.

$$O_2(g) \longrightarrow O(g) + O(g)$$
$$O_2(g) + O(g) \longrightarrow O_3(g)$$

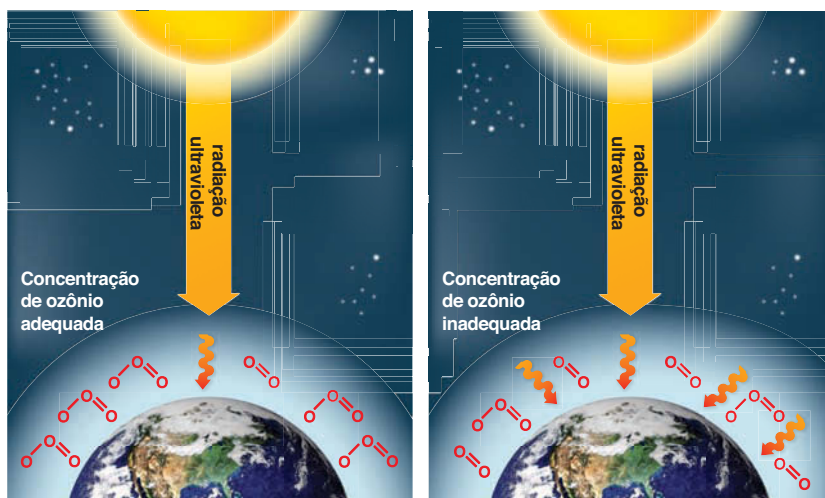
Como o gás ozônio formado é mais denso, ele começa a descer, mas nas condições existentes nas camadas mais baixas da atmosfera ele é instável e se decompõe formando gás oxigênio, num ciclo que se repete indefinidamente.

$$O(g) + O_3(g) \longrightarrow O_2(g) + O_2(g)$$

Enquanto o gás ozônio está descendo e se decompondo, há gás oxigênio subindo e se transformando em ozônio.

O oxigênio que está abaixo de 25 quilômetros não se decompõe porque a camada de ozônio que existe na estratosfera absorve os raios ultravioleta do Sol, impedindo que isso ocorra.

Na realidade, a camada de ozônio “filtra” os raios ultravioleta do Sol, protegendo os seres vivos dessa radiação eletromagnética invisível aos nossos olhos, de frequência e energia alta o bastante para causar danos à vida. Nas últimas décadas, porém, os cientistas observaram que o equilíbrio dinâmico de formação e decomposição do gás ozônio foi alterado, ou seja, a velocidade de decomposição do gás ozônio se tornou bem maior que a de sua formação.

Com a diminuição da camada de ozônio o planeta está sendo exposto a quantidades perigosas de radiação ultravioleta.

Alex Argozino/Arquivo da editora

O esquema mostra a quantidade de radiação ultravioleta (setas) que chega à superfície terrestre: à esquerda, com a camada de ozônio preservada; à direita, com ela comprometida. A palavra “filtra”, no texto, está entre aspas porque não representa o processo exato de separação que vimos no capítulo 5, mas está sendo usada no sentido de reter, diminuir a intensidade dos raios ultravioleta do Sol, ao mesmo tempo que deixa passar outras radiações solares.

“Uma das barreiras ao desenvolvimento da vida no planeta, há cerca de 1 bilhão de anos, era a intensidade das radiações ultravioleta da luz solar. Nessa época, o fitoplâncton e as algas somente conseguiam sobreviver a grandes profundidades. Quando, graças à atividade fotossintética, o oxigênio atmosférico chegou a 1% de seu nível atual, há aproximadamente 800 milhões de anos, foi possível a formação de moléculas de ozônio (O_3) em número suficiente para filtrar os raios ultravioleta. Isso permitiu que o fitoplâncton migrasse para as camadas superiores dos mares, mais iluminadas pela luz solar. O resultado foi um aumento exponencial da fotossíntese nos oceanos, levando à rápida formação do oxigênio. [...]”

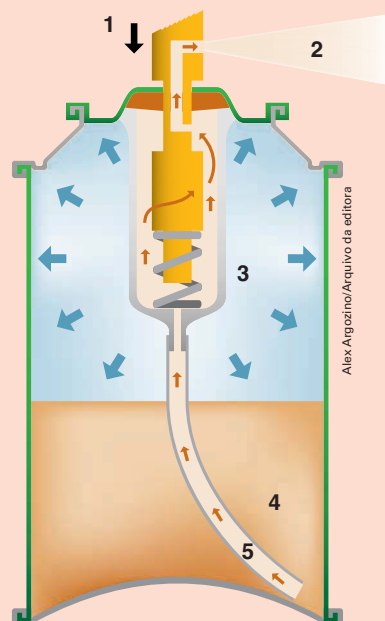
SUPERINTERESSANTE. Diponível em: <http://super.abril.com.br/superarquivo/1989/conteudo_111689.shtml>. Acesso em: 15 fev. 2013.

Sobre a formação do $O_3(g)$, uma pesquisa feita pela National Aeronautics and Space Administration (Nasa) constatou, nas primeiras semanas de dezembro de 2000, que o “buraco” na camada de ozônio havia fechado, atribuindo o fato à maior atividade solar (explosões solares), responsável pelo aumento da radiação UV e, portanto, pela formação do $O_3(g)$. Como a alteração da atividade do Sol é um evento periódico, alguns cientistas começaram a supor que a formação do “buraco” na camada de ozônio possa fazer parte de um ciclo natural relacionado às fases em que há redução na atividade solar.

CURIOSIDADE

Os clorofluorocarbonetos

Os CFCs foram descobertos na década de 1930 pelo engenheiro mecânico e químico Thomas Midgley Jr. (1889-1944). Mais tarde outras indústrias desenvolveram compostos semelhantes. Os mais utilizados são o CFC-11 ($CC\ell_3F$, triclorofluormetano), o CFC-12 ($CC\ell_2F_2$, diclorodifluormetano) e o brometo de metila ($CBrH_3$). Logo se tornaram populares como gás refrigerante para geladeiras, *freezers* e aparelhos de ar condicionado, como propulsores de *sprays** de desodorantes, tintas e inseticidas, como solventes ou gases de limpeza de componentes eletrônicos (para circuitos de computador e para esterilizadores de instrumentos hospitalares), além de serem usados na fabricação das formas de plástico poroso próprias para embalar sanduíches, comida congelada e ovos.

Outros CFCs, que continham bromo na molécula em vez de flúor, denominados halônios, apresentavam características ideais para serem utilizados como agentes extintores de incêndio em equipamentos delicados e/ou em obras valiosas. O brometo de metila encontra aplicação na agricultura, para fumigar culturas de tomates e morangos, combater fungos, bactérias e patógenos.

Embalagem *spray*

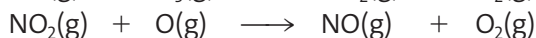
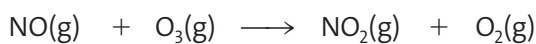
* Funcionamento:

1. Apertando-se o botão, abre-se a válvula.
2. A mistura dispersa-se sob a forma de aerossol (dispersão coloidal de um líquido dissolvido em um gás).
3. Gás propelente a alta pressão (mistura de gases propano e butano).
4. Mistura do líquido com o propelente.
5. A pressão força a subida da mistura no tubo.

O que diz a teoria da destruição da camada de ozônio?

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Em 1970, o químico Paul Crutzen (1933-) publicou um artigo sugerindo que os óxidos de nitrogênio, como monóxido de nitrogênio ou óxido nitroso, NO(g), por exemplo, poderiam alterar o equilíbrio dinâmico de formação e decomposição do ozônio, atuando como catalisadores (aceleradores da velocidade) da reação de decomposição do O_3(g).

$$NO(g) + O_3(g) \longrightarrow NO_2(g) + O_2(g)$$
$$NO_2(g) + O(g) \longrightarrow NO(g) + O_2(g)$$

Como todo catalisador, o NO(g) é recuperado integralmente no final, originando uma reação em cadeia que leva à decomposição de milhares de moléculas de ozônio. Óxidos como o NO(g) e o NO_2(g) sempre existiram naturalmente, devido a erupções vulcânicas ou a reações que ocorrem pela ação dos raios durante as tempestades.

O problema é que a quantidade de óxidos de nitrogênio na atmosfera aumentou muito nas últimas décadas em razão da queima de combustíveis fósseis ou da atividade dos jatos, que liberam esses óxidos diretamente na estratosfera.

* Isso talvez possa ser explicado pelo fato de essas substâncias terem maior **densidade em relação ao ar atmosférico**, como mostra a tabela a seguir:

Substância ou mistura	Densidade absoluta ou relativa/g/L
Ar atmosférico seco	1,2
Clorodifluormetano	3,0
Diclorodifluormetano	4,2
Brometo de metila	3,3

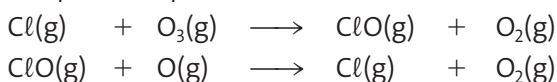
Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Mas esses óxidos não são os únicos (nem os mais ativos) compostos que aceleram a decomposição do ozônio. Há também os chamados CFCs (clorofluorcarbonetos), classe da qual faz parte o brometo de metila.

O amplo uso dos CFCs ocorria por causa das propriedades que possuem e que abrem um leque imenso de aplicações: são quimicamente estáveis (inertes), não possuem cheiro, não são inflamáveis, não são corrosivos e têm baixo custo de produção.

Tudo parecia bem quanto à fabricação e à utilização dos clorofluorcarbonados até que em 1974 o químico norte-americano F. Sherwood Rowland (1927-) e o químico mexicano Mario J. Molina (1943-) publicaram um artigo na revista *Nature* afirmando que esses gases, ao contrário da maioria dos poluentes, permaneciam estáveis na troposfera até serem levados à estratosfera (o que demora entre 10 e 20 anos para ocorrer*).

Lá chegando, devido à alta intensidade de radiações UV, são decompostos, liberando átomos livres de cloro, flúor ou bromo que aumentam a velocidade da reação (como catalisadores) de decomposição do ozônio, por exemplo:

$$C\ell(g) + O_3(g) \longrightarrow C\ell O(g) + O_2(g)$$
$$C\ell O(g) + O(g) \longrightarrow C\ell(g) + O_2(g)$$

Como o átomo de cloro é integralmente recuperado no final, ele pode decompor outras moléculas de ozônio. Os cientistas estimaram que cada átomo de cloro pode decompor cerca de 100 mil moléculas de ozônio da estratosfera. Como os CFCs apresentam vida útil de pelo menos 75 anos, já houve descarga suficiente desses gases na atmosfera para reagir com o ozônio por quase um século, ainda que toda a produção de CFCs fosse imediatamente paralisada.

Com inusitada rapidez, concebeu-se o Protocolo de Montreal, que, em 1987, determinou o banimento progressivo das substâncias que afetavam a camada de ozônio.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (UFMT) Em 1974, Mário J. Molina e F. Sherwood Rowland lançaram uma ideia explosiva: baseados em cálculos teóricos, levantaram a hipótese de que o cloro proveniente de clorofluorcarbonos (compostos gasosos de carbono contendo cloro e flúor) poderia destruir o ozônio estratosférico. Esses gases, conhecidos como freons ou pela sigla CFC, são utilizados principalmente como substâncias refrigerantes em geladeiras, condicionadores de ar, etc., e, na época, eram empregados como propelentes em frascos de aerossóis.

Julgue os itens.

0) O oxigênio é um exemplo de substância simples. V

1) O ozônio tem fórmula molecular $O_2(g)$. F

2) O ozônio é um gás que protege a Terra dos efeitos dos raios ultravioleta da luz solar. V

3) O oxigênio e o ozônio diferem quanto ao número de elementos químicos que os formam. F

2. (Uncisal) O oxigênio pode ser encontrado na natureza na forma de gás oxigênio, O_2, e gás ozônio, O_3. Esses gases são essenciais para a vida na Terra. O oxigênio, gás que respiramos todos os dias, e o ozônio, que fica na estratosfera, protegem-nos dos raios ultravioleta.

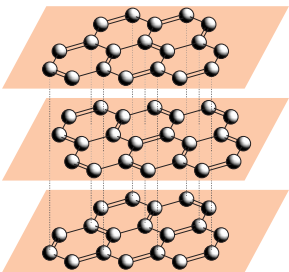
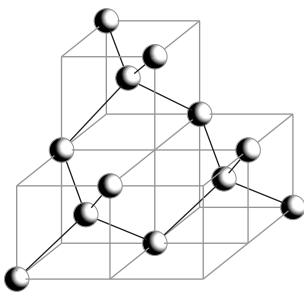
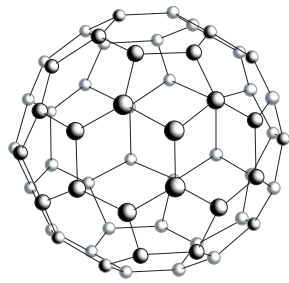
Considere as seguintes afirmações sobre esses gases:

I. são alótropos do elemento oxigênio;

II. a molécula do ozônio é diatômica;

III. na equação de conversão de ozônio em oxigênio molecular, a soma dos menores valores inteiros dos índices estequiométricos é igual a 5;

IV. 16 g de ozônio têm maior quantidade de átomos de oxigênio do que 16 g de gás oxigênio.

São corretas as afirmações

(A) I, II, III e IV.

(B) I, II e III, apenas.

(C) I, III e IV, apenas.

X (D) I e III, apenas.

(E) II e IV, apenas.

2 Alótropos do carbono

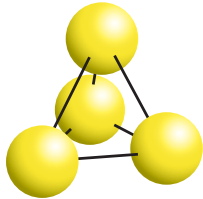
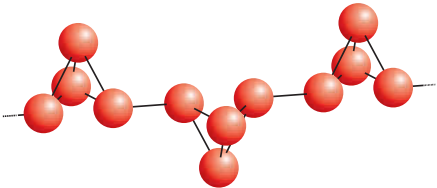
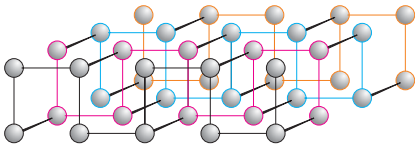
O elemento carbono possui duas formas alotrópicas **naturais**: carbono grafita, C_n, e carbono diamante, C_n, sendo **n** um número muito grande e indeterminado, e também algumas formas alotrópicas sintéticas. Os alótropos naturais do carbono diferem entre si quanto ao arranjo cristalino dos átomos no espaço:

A tabela a seguir traz algumas informações desses alótropos.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Características e propriedades dos alótropos	Estrutura cristalina
Grafita, C_n É um sólido cinza-escuro, baixa dureza, conduz eletricidade e calor. Possui um arranjo cristalino mais estável, portanto menos energético. Os cristais de diamante tendem a se transformar em grafita espontaneamente, embora isso leve milhões de anos para ocorrer. Possui densidade = 2,26 g/cm^3; ponto de fusão = 3 550 °C e ponto de ebulição = 4 200 °C Na estrutura cristalina os átomos de carbono formam hexágonos no espaço. As placas de hexágonos são mantidas juntas por forças de atração mútua.	
Diamante, C_n Sólido incolor, elevada dureza, não conduz eletricidade nem calor. É formado na natureza nas camadas mais internas da Terra, em condições de alta pressão e temperatura. É expelido para a crosta terrestre devido aos movimentos geológicos naturais. Sabendo disso, os cientistas começaram a fabricar diamantes sintéticos, modificando a estrutura cristalina da grafita por meio de aparelhos que produzem pressões e temperaturas altíssimas. Hoje esse processo está tão aperfeiçoado que os diamantes sintéticos, além de serem usados em ponta de brocas (pela elevada dureza), já podem ser lapidados para a fabricação de joias. Possui densidade = 3,51 g/cm^3; ponto de fusão = 3 550 °C e ponto de ebulição = 4 200 °C Na estrutura cristalina cada átomo de carbono acha-se ligado tetraedricamente a quatro outros átomos de carbono.	
Buckminsterfulereno, C_{60} A substância é obtida pela vaporização do carbono grafita em atmosfera de gás hélio (atmosfera inerte) e possui densidade inferior à das outras formas alotrópicas do carbono (1,65 g/cm^3). A densidade relativamente baixa do C_{60} resulta do fato de haver muito espaço vazio em sua estrutura e entre as esferas. O nome buckminsterfulereno é uma homenagem ao arquiteto norte-americano Buckminster Fuller, criador da estrutura geodésica. Outras variedades alotrópicas sintéticas do carbono são os chamados **nanotubos de carbono**. A estrutura cristalina mostra a forma mais comum que contém 60 átomos de carbono, C_{60}, dispostos de maneira a parecer uma minúscula bola de futebol, com 60 vértices e 32 faces compostas de 12 pentágonos e de 20 hexágonos	

Fonte: PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6th ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series.)

Questões

3. O buckminsterfulereno é obtido em laboratório pela vaporização do carbono grafita em atmosfera de gás hélio (atmosfera inerte). Assinale a afirmação incorreta.

a) Se a grafita e o diamante reagem com o gás oxigênio formando gás carbônico, podemos prever que o buckminsterfulereno também reagirá com o oxigênio formando gás carbônico.

b) As propriedades físicas do buckminsterfulereno com certeza são diferentes das propriedades físicas do diamante e da grafita.

c) O buckminsterfulereno é constituído do mesmo elemento químico que a grafita e o diamante.

X d) A energia liberada ou absorvida numa reação específica (como a combustão) feita com formas alotrópicas diferentes (como a grafita, o diamante e o buckminsterfulereno) é exatamente a mesma.

e) A queima de certa massa de buckminsterfulereno pode liberar uma energia maior do que a queima da mesma massa de grafita.

4. (Fameca-SP) Recentemente, foi confirmada a existência de uma nova variedade alotrópica do carbono, chamada de buckminsterfulereno (ou *buckball*) em homenagem ao arquiteto americano Buckminster Fuller, criador da estrutura geodésica. Sobre alotropia é incorreto afirmar:

a) É a propriedade que alguns elementos químicos possuem de formar substâncias simples diferentes.

X b) Se um elemento possui as variedades alotrópicas X e Y, e a combustão de massas iguais de ambas, nas mesmas condições, produz quantidades diferentes de calor, a variedade mais estável será aquela que libera a maior quantidade de calor.

c) As propriedades físicas dos alótropos são diferentes, mas as propriedades químicas são muito semelhantes.

d) As principais diferenças entre as variedades alotrópicas são a atomicidade e a estrutura cristalina.

e) Oxigênio e ozônio são as formas alotrópicas do elemento oxigênio.

3 Alótropos do fósforo

O fósforo possui três variedades alotrópicas: as mais comuns são o fósforo branco, P_4, e o fósforo vermelho, $(P_4)_n$, e a mais rara, o fósforo negro, P_n:

A tabela a seguir traz algumas informações sobre esses alótropos.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Características e propriedades dos alótropos	Estrutura cristalina
Fósforo branco, P_4 É um sólido amarelado, com cheiro de alho, fosforescente (brilha no escuro), mole e altamente venenoso. As moléculas possuem 4 átomos que se agrupam no espaço segundo os vértices de uma pirâmide trigonal. Possui densidade = 1,8 g/cm³ (a 20 °C); ponto de fusão = 44,1 °C e ponto de ebulição = 280 °C	
Fósforo vermelho, $(P_4)_n$ É um sólido inodoro, não fosforescente, duro e não venenoso. Forma macromoléculas (moléculas muito grandes) obtidas pela ligação consecutiva de n moléculas de P_4. Possui densidade = 2,36 g/cm³ (a 20 °C); ponto de fusão = 593 °C e ponto de ebulição = 725 °C	
Fósforo negro, P_n É um sólido negro e brilhante – conhecido por fósforo metálico –, de estrutura complexa, que conduz eletricidade. É obtido pelo aquecimento do fósforo branco a altas pressões.	

De onde vem... para onde vai?

Fósforo

O processo industrial

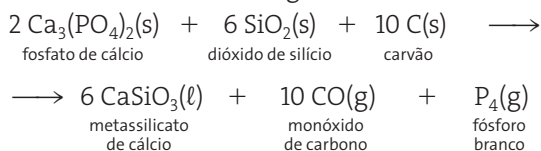
A matéria-prima para a produção do fósforo vermelho é a fosforita (foto), um mineral de fosfato de cálcio que é tratado com sílica (dióxido de silício) e carvão coque.

DEA/R.APPIANI/De Agostini/Getty Images

A fosforita é uma rocha sedimentar com alto teor de minerais fosfatados.

A reação, que ocorre a 1300 °C, no interior de um forno elétrico é a seguinte:

$$\underset{\text{fosfato de cálcio}}{2\,Ca_3(PO_4)_2(s)} + \underset{\text{dióxido de silício}}{6\,SiO_2(s)} + \underset{\text{carvão}}{10\,C(s)} \longrightarrow$$

$$\longrightarrow \underset{\text{metassilicato de cálcio}}{6\,CaSiO_3(\ell)} + \underset{\text{monóxido de carbono}}{10\,CO(g)} + \underset{\text{fósforo branco}}{P_4(g)}$$

Os reagentes são introduzidos automaticamente de forma contínua e simultânea no forno.

O fósforo branco é obtido como vapor, que é progressivamente resfriado em condensadores; depois, passa a uma solução aquosa. Já o monóxido de carbono (que não sofre condensação) é eliminado do ciclo sendo utilizado como fonte de energia térmica em outras seções da fábrica. Por fim, o metassilicato de cálcio, bem como outras impurezas, que se acumulam no fundo do forno, são retiradas periodicamente.

Quando finalmente o fósforo branco atinge o grau de pureza necessário, ele é recolhido em reservatórios especiais com temperatura entre 60 °C e 65 °C, a fim de manter o fósforo fundido para ser submetido à solubilização em água.

Para obter o fósforo vermelho, aquece-se o fósforo branco entre 250°C e 280 °C, em atmosfera inerte, isto é, sem oxigênio (uma vez que o fósforo branco reage violentamente com essa substância). Terminada essa fase, o produto é transformado em um pó fino que é umedecido com água. Em seguida, o fósforo vermelho é purificado dos últimos traços de fósforo branco e é encaminhado à filtração, para separá-lo de grande parte da água em que está solubilizado. Desse processo resulta uma pasta concentrada que é disposta sobre bandejas para secar completamente. Depois de peneirado, o fósforo vermelho apresenta-se como um pó róseo-violáceo, estável, que se inflama somente por choque mecânico ou por atrito.

A reação direta do fósforo vermelho com o enxofre produz o sesquissulfeto de fósforo (ou trissulfeto de tetrafósforo, $P_4S_3(s)$, substância de baixo ponto de ignição), o componente básico dos fósforos que usamos. O $P_4S_3(s)$ é, então, destilado a vácuo, cristalizado e triturado, apresentando-se, por fim, na forma de um pó amarelado, que, com outros componentes, vai produzir a "chama instantânea".

No fósforo de segurança, as substâncias responsáveis pela "chama instantânea" ficam no palito e na lateral da caixa.

A cabeça do palito de fósforo é basicamente uma mistura de clorato de potássio, $KC\ell O_3(s)$, e dicromato de potássio, $K_2Cr_2O_7(s)$, além de várias substâncias inertes, como dióxido de manganês, $MnO_2(s)$, enxofre, $S_8(s)$, óxidos de ferro, $FeO(s)$ e $Fe_2O_3(s)$, vidro moído e cola.

A superfície de atrito (as duas tiras coladas nas faces da caixa que guardam os palitos de fósforo) é constituída de sesquissulfeto de fósforo, $P_4S_3(s)$, sulfeto de antimônio, $Sb_2S_3(s)$, vidro moído e um abrasivo (areia, por exemplo).

O calor produzido pela combustão de uma pequena quantidade de fósforo vermelho, quando a cabeça é atritada, é suficiente para incendiar a haste de madeira.

Milan Vasicek/Shutterstock/Glow Images

Chama instantânea

Trabalho em equipe

"Em 1830, o químico francês Charles Sauria adicionou fósforo branco (P_4) [...] aos palitos [...]. Depois de algum tempo, no entanto, descobriu-se que a substância era altamente tóxica.

Os trabalhadores das indústrias, expostos continuamente ao fósforo branco, desenvolviam doenças nos ossos, especialmente na mandíbula, desfigurando completamente os seus rostos.

Crianças que comiam o fósforo dos palitos também ficavam com deformidades ósseas. Apenas uma caixinha continha fósforo suficiente para matar uma pessoa!"

Disponível em: <www.invivo.fiocruz.br/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?infoid=900&sid=7>. Acesso em: 15 fev. 2013.

Em relação a esse assunto, pesquise sobre os tópicos abaixo.

a) Os caminhos que percorremos para obter o "fogo portátil".
b) O uso do fósforo branco como arma química.
c) Os riscos ocupacionais na indústria de fósforo atual.

Questões

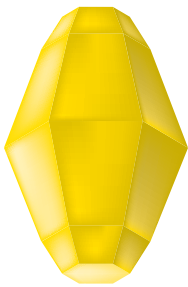
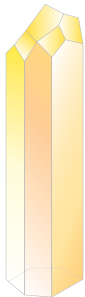
5. O fósforo branco é muito instável e reage de modo violento com o oxigênio do ar. É usado para finalidades bélicas, na confecção de bombas incendiárias e granadas luminosas. A inalação prolongada de seus vapores produz grave necrose dos ossos, do nariz, da mandíbula e dos dentes. A ingestão de 0,2 g de fósforo branco é imediatamente fatal.

O fósforo vermelho é bem mais estável que o fósforo branco, não é venenoso e pode ser obtido pelo aquecimento do fósforo branco à pressão atmosférica. O fósforo vermelho (ou um de seus compostos, o sesquissulfeto de fósforo, P_2S_3) é encontrado na superfície de atrito colada nas laterais da caixa de fósforo, e não no palito.

Proponha uma teoria para explicar a instabilidade do fósforo branco e a estabilidade do fósforo, vermelho com base nas estruturas cristalinas dessas substâncias.

6. (Uespi) O elemento químico fósforo pode ser encontrado na forma de duas substâncias simples: o fósforo branco, que é usado na produção de bombas de fumaça e cuja inalação provoca necrose dos ossos, e o fósforo vermelho, que é utilizado na fabricação de fósforo de segurança e se encontra na tarja da caixa e não no palito. Sobre o fósforo, indique a alternativa correta:

X a) Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de alotrópicas.
b) Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de isotérmicas.
c) A diferença entre as duas formas de fósforo reside somente no estado físico.
d) O fósforo se apresenta na natureza em duas formas, chamadas de isobáricas.
e) Essas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de isotópicas.

7. Faça uma pesquisa na internet sobre as formas alotrópicas dos seguintes elementos:
a) Arsênio
b) Selênio
c) Cério
d) Polônio

Discuta com seus colegas as informações que encontrou.

4 Alótropos do enxofre

O enxofre é o elemento que possui a maior variedade de formas alotrópicas.

A tabela a seguir traz as formas mais importantes.

Características e propriedades dos alótropos	Estrutura cristalina
Enxofre α (alfa) ou rômbico, S_8 Apresenta-se na forma de cristais amarelos e transparentes encontrados em erupções vulcânicas. É a forma alotrópica mais estável do enxofre. Possui densidade = 2,7 g/cm³ (a 20 °C); ponto de fusão = 112,8 °C e ponto de ebulição = 444,6 °C	Ilustrações: Alex Argozino/ Arquivo da editora
Enxofre β (beta) ou monoclínico, S_8 Apresenta-se na forma de cristais amarelos e opacos em forma de agulhas. É encontrado em erupções vulcânicas. É mais instável. Possui densidade = 1,96 g/cm³ (a 20 °C) = ponto de fusão = 119 °C e ponto de ebulição = 444,6 °C	

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

As duas formas alotrópicas do enxofre podem ser encontradas livres na natureza. Entre 444,6 °C até ≅ 1 000 °C, são encontradas moléculas de S_2, S_4, S_6 e S_8. Acima de 1 000 °C, as moléculas de S_2 podem se dissociar em enxofre atômico (S).

O enxofre é utilizado pelas indústrias na fabricação de ácido sulfúrico, vulcanização da borracha, fabricação da pólvora, inseticidas, cosméticos, produtos farmacêuticos.

Questões

8. Antigamente os órgãos das igrejas tinham muitas peças em estanho. Contam que, por volta de 1851, a Rússia passou por um inverno particularmente rigoroso e prolongado. Quando, por fim, a primavera chegou, as pessoas reuniram-se para celebrar uma missa na catedral da cidade de Zats, próxima a São Petersburgo.
Na primeira tentativa de tocar o órgão, as peças feitas de estanho começaram a se esfacelar, para o espanto geral. Uma vez que ninguém conseguia entender o que havia acontecido, começaram a pensar que era um “castigo dos céus”.
O que ocorreu foi que o estanho metálico, devido ao longo período de frio, converteu-se na forma alotrópica cinzenta. A densidade do estanho cinzento é menor que a do estanho metálico e, como a massa permanece constante, a transformação ocorreu com um aumento de volume, e o estanho cinzento, que é pulverulento, se desfez.
Faça uma comparação desse relato com a chamada “visão substancialista” (ver página 109), indicando se esse relato confirma ou refuta essa visão.

9. O oxigênio, $O_2(g)$, reage com o enxofre, $S_8(s)$ (rômbico ou monoclínico), formando o gás dióxido de enxofre, $SO_2(g)$. Como o ozônio é um alótropo do $O_2(g)$, ele pode substituí-lo nessa reação gerando o mesmo produto. Escreva essas duas equações químicas corretamente balanceadas.

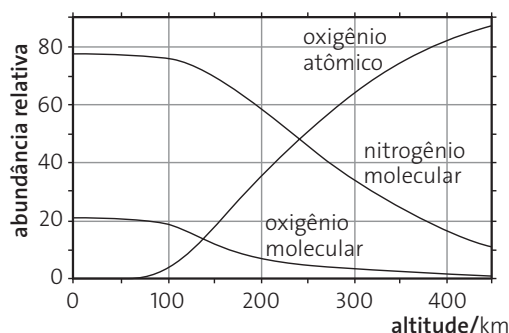
Exercícios de revisão

9.1 (Uncisal) Alotropia é a propriedade pela qual um mesmo elemento químico pode formar duas ou mais substâncias simples diferentes, que são denominadas variedades alotrópicas do elemento. Os elementos que apresentam variedade alotrópica devido à atomicidade são, apenas,

a) grafite, diamante e fulereno; oxigênio e ozônio, fósforo vermelho e fósforo branco.
b) oxigênio e ozônio; fósforo vermelho e fósforo branco.
c) grafite, diamante e fulereno; enxofre rômbico e monoclínico.
d) fósforo vermelho e fósforo branco.
X e) oxigênio e ozônio.

9.2 Assinale as alternativas corretas. Soma: 31

X 01. A descoberta da alotropia levou ao conceito de elemento químico, porque, se duas substâncias diferentes sofrem reações químicas idênticas, então elas têm a mesma constituição química.
X 02. O oxigênio tem a propriedade de ser comburente e, portanto, participa das reações de combustão (queima) de vários materiais. O ozônio é uma variedade alotrópica do oxigênio, consequentemente, pode entrar no lugar do oxigênio numa reação de combustão.
X 04. A reação completa da grafita com o ozônio fornece gás carbônico.
X 08. O fósforo vermelho (não venenoso) é utilizado nas caixas de fósforo para desencadear a reação de combustão do palito. Se não fosse tão tóxico e venenoso, o fósforo branco poderia substituir o fósforo vermelho porque as propriedades químicas dessas duas substâncias são semelhantes.
X 16. As variedades alotrópicas do carbono, do enxofre e do fósforo cristalizam em formatos diferentes. A diferença de estrutura cristalina talvez possa explicar a enorme diferença entre as propriedades físicas da grafita e do diamante, por exemplo.
32. O oxigênio e o ozônio são alótropos e apresentam as mesmas propriedades químicas, logo, a destruição da camada de ozônio não é preocupante porque, se o ozônio acabar, o oxigênio, que existe em grande quantidade na atmosfera, poderá substituí-lo nesse papel.

9.3 (Unicamp-SP) A Terra é um sistema em equilíbrio altamente complexo, possuindo muitos mecanismos autorregulados de proteção. Esse sistema admirável se formou ao longo de um extenso processo evolutivo de 4 550 milhões de anos. A atmosfera terrestre é parte integrante desse intrincado sistema. A sua existência, dentro de estreitos limites de composição, é essencial para a preservação da vida. No gráfico a seguir, pode-se ver a abundância relativa de alguns de seus constituintes em função da altitude. Um outro constituinte, embora minoritário, que não se encontra na figura, é o ozônio, que age como filtro protetor da vida na alta atmosfera. Na baixa atmosfera, a sua presença é danosa à vida, mesmo em concentrações relativamente baixas.

a) Considerando que o ozônio seja formado a partir da combinação de oxigênio molecular com oxigênio atômico, e que este seja formado a partir da decomposição de oxigênio molecular, escreva uma sequência de equações químicas que mostre a formação do ozônio.
b) Tomando como base apenas o gráfico e as reações químicas citadas no item **a**, estime em que altitude a formação de ozônio é mais favorecida do ponto de vista estequiométrico. Justifique.

9.4 (EsPCEx-SP) O fenômeno da alotropia só existe em substâncias simples. Por isso, quando os átomos de diferentes variedades alotrópicas de um mesmo elemento (como enxofre rômbico e enxofre monoclínico) se combinam com quantidades idênticas de gás oxigênio para formar compostos, originam moléculas:

X a) iguais de substâncias compostas.
b) diferentes de substâncias compostas.
c) iguais de substâncias simples.
d) diferentes de substâncias simples.
e) diferentes de substâncias simples e/ou compostas.

9.5 (UFC-CE) O fósforo branco é usado na fabricação de bombas de fumaça. A inalação prolongada de seus vapores provoca necrose dos ossos. Já o fósforo vermelho, usado na fabricação do fósforo de segurança, encontra-se na tarja da caixa e não no palito.

Marque a opção correta:

X a) estas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de formas alotrópicas;
b) estas duas formas de apresentação do fósforo são chamadas de formas isotérmicas;
c) a maneira como o fósforo se apresenta exemplifica o fenômeno da solidificação;
d) o fósforo se apresenta na natureza em duas formas isobáricas;
e) a diferença entre as duas formas do fósforo é somente o estado físico.

Compreendendo o mundo

O tema central desta unidade foi “oxigênio e ozônio”. Vimos que na troposfera (que vai do nível do mar até ≅ 15 km de altitude) o ozônio é um poluente prejudicial à saúde de animais e de humanos e ao desenvolvimento das plantas.

Esse ozônio, formado em situações específicas, pode ser levado pelos ventos a centenas de milhares de quilômetros de distância. Quanto maior a quantidade de ozônio na baixa atmosfera, maior é a perda agrícola. Pesquisas realizadas nos Estados Unidos mostraram que o ozônio inibe a fotossíntese, produzindo lesões nas folhas e causando grandes prejuízos aos plantadores de soja, trigo, algodão e amendoim. Nos animais, o ozônio provoca irritação e ressecamento das mucosas do aparelho respiratório e envelhecimento precoce. Testes indicam que, em maiores concentrações, o ozônio destrói proteínas e enzimas.

Já na estratosfera, o ozônio tem um papel essencial protegendo a vida no planeta. (Isso nos leva a pensar em um conceito mais simples para poluente: “substância no lugar errado”.)

Nessa região, localizada a uma altura entre 20 km e 35 km da superfície da Terra, encontra-se o que se convencionou chamar camada de ozônio. A quantidade de ozônio nessa camada não é tão grande; calcula-se que há uma molécula de $O_3(g)$ para cada um milhão de moléculas dos outros gases atmosféricos. Assim, o ozônio nessa faixa de gases é tão rarefeito que, se fosse comprimido a pressão e temperatura normais ao nível do mar (1 atm e 25 °C), formaria uma casquinha de apenas 3 milímetros. Mesmo assim, suficiente para proteger a Terra da enorme quantidade de radiação ultravioleta emitida pelo Sol. O ozônio absorve (retém) até 95% da radiação ultravioleta de alta intensidade, impedindo que ela atinja a superfície da Terra, o que causaria danos irreversíveis aos seres vivos e tornaria o planeta inóspito. (As radiações eletromagnéticas em geral serão o tema central da nossa próxima unidade.)

Infelizmente, devido ao adelgaçamento ou “formação de buracos” na camada de ozônio, alguns desses danos já estão ocorrendo: aumento da incidência de melanomas (câncer maligno de pele), cataratas, redução do sistema imunológico humano, perda de colheitas, problemas na pesca.

A Organização Mundial de Meteorologia (OMM), também aponta para uma possível relação entre a diminuição da camada de ozônio e as mudanças climáticas. A península Antártica, região onde a “formação do buraco” na camada de ozônio é maior, sofreu um aquecimento nos últimos cinquenta anos de até 3 °C contra 0,7 °C da média global em todo o século XX.

A recíprocra é verdadeira. Segundo a OMM, o aumento dos gases de efeito estufa na atmosfera contribui para um aumento das temperaturas na troposfera e na superfície do planeta, ao mesmo tempo que causa uma diminuição de temperatura na estratosfera. A diminuição das temperaturas observada nos últimos anos na estratosfera, principalmente no inverno, facilita as reações químicas que destroem o ozônio.

Alguns cientistas são céticos e questionam se a causa da “formação de buracos” na camada de ozônio ocorre de fato em virtude de atividades humanas, ou se é apenas um processo cíclico relacionado às atividades solares, como afirma o texto de abertura deste capítulo.

Será possível que tudo o que sempre estudamos a respeito da destruição da camada de ozônio pelos CFCs pode estar errado? Será possível que grandes indústrias se unam a chefes de Estado para montar uma farsa tão grande, movidos apenas por interesses financeiros?

De qualquer forma, é sempre saudável refletir sobre vários pontos de vista antes de tomar uma posição.

Nasa/SPL/Latinstock

UNIDADE

3 Poluição eletromagnética

Como isso nos afeta?

Poluição eletromagnética é o excesso de radiações invisíveis às quais estamos submetidos o tempo todo. Grande parte dessas radiações é proveniente da enorme quantidade de aparelhos eletroeletrônicos com os quais convivemos diariamente, como computadores, celulares, televisores, *videogames*, aparelhos de micro-ondas, máquinas de lavar roupa, liquidificadores e uma infinidade de outros.

Mesmo que você alegue que não tem computador nem celular e prefere ler livros a ver televisão (ótima escolha!), ainda assim, por trás disso tudo, existem as linhas de alta-tensão, as antenas de celulares, as antenas emissoras de sinais de rádio e televisão, os radares, o sistema *wi-fi* (conexão sem fio) disponível em restaurantes e lojas.

Ainda que você viva longe da cidade, no ambiente mais idílico possível, existem as radiações naturais, como os raios cósmicos e as radiações solares, de modo que não há como escapar.

E como estamos mesmo imersos em um mar de ondas eletromagnéticas, o melhor que podemos fazer é conhecer suas propriedades e nos prevenir dos malefícios que elas podem causar.

CONTEÚDO DIGITAL

Noolwlee/Shutterstock/Glow Images

CAPÍTULO 10

Eletricidade e radioatividade

Saiu na Mídia!

A poluição silenciosa e invisível

"O excesso de ondas eletromagnéticas emitidas por equipamentos elétricos e eletrônicos produz um tipo de poluição imperceptível capaz de influenciar o comportamento celular do organismo humano, danificar aparelhos elétricos e até desorientar o voo de algumas aves.

Ninguém pode vê-la, mas a poluição eletromagnética está espalhada por toda a parte, ocupando o espaço e atravessando qualquer tipo de matéria viva ou inorgânica.

Nas últimas décadas, a tecnologia moderna desenvolveu vários emissores de radiação que são largamente empregados em redes de infraestrutura elétrica e de telecomunicações. Redes de transmissão de energia, torres de alta-tensão, antenas de televisão, de rádio e de telefonia celular, computadores, televisores e micro-ondas expandiram os campos eletromagnéticos que podem vencer diversos obstáculos físicos, como gases, atmosfera, água e paredes.

Gerada por partículas carregadas – prótons e elétrons – em movimento acelerado, esse tipo de onda compreende faixas extensas de energia que variam de acordo com sua frequência – velocidade com que uma onda oscila num determinado intervalo de tempo – e é isso que diferencia uma onda da outra. Quanto mais alta for essa frequência, mais energética é a onda.

O corpo humano também irradia ondas eletromagnéticas em frequências baixíssimas de infravermelho que são produzidas pelo calor do próprio corpo, composto de células carregadas de átomos e elétrons. É a vibração dessas células que permite a realização de exames como a tomografia, por exemplo.

A emissão de radiação também é resultado desse movimento de partículas, e sua intensidade está diretamente relacionada ao comprimento da onda, que é classificada segundo o valor de sua frequência. **Os riscos de câncer, por exemplo, são oferecidos por radiações do tipo ionizante, capazes de produzir íons** [...]**.** Os aparelhos de raios X emitem essa forma de radiação, diferentemente da radiação não ionizante lançada por aparelhos eletrônicos e celulares.

[...] **Mas radiação eletromagnética não tem nada a ver com radioatividade** [...]."

UBIRAJARA. Agência Brasil (7/2/2004). Disponível em: <www.viaseg.com.br/noticia/2053-saude_ocupacional_radiacoer_eletromagneticas.html>. Acesso em: 7 fev. 2013.

Você sabe explicar?

- O que são elétrons? Como se sabe que eles existem?
- O que são prótons? Como se sabe que eles existem?
- O que são íons?
- O que é radioatividade?

O modelo atômico de Dalton para a constituição das substâncias nos permitiu entender como as reações químicas ocorrem microscopicamente e sustentou os cálculos da proporção de reagentes e produtos envolvidos numa reação.

Desse modo a teoria atômica de Dalton cumpre seu papel já que explica um fenômeno e é capaz de prever o que ocorrerá em situações diversas das que foram experimentadas.

Porém o final do século XIX e o início do século XX foram marcados por um número imenso de experimentos e descobertas, como os elétrons, a natureza da luz, o eletromagnetismo e a radioatividade que revolucionaram os conhecimentos científicos.

Esses novos conhecimentos não podiam ser explicados considerando-se a matéria formada por átomos maciços e indivisíveis. Isso levou os cientistas a se perguntarem: **De que são constituídos os átomos?**

DGF72/Shutterstock/Glow Images

Alguns vegetais são capazes de produzir resina, um material viscoso que serve de proteção contra insetos perfuradores e microrganismos. Em contato com o ar, essa resina endurece. O âmbar é uma resina fossilizada.

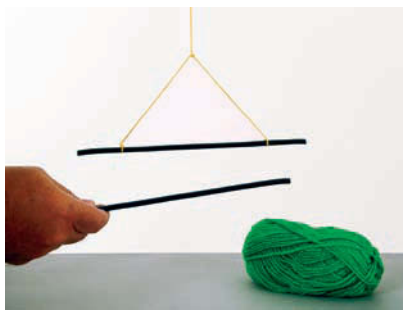
1 Eletricidade

Há 2 500 anos, na Grécia antiga, o filósofo Tales de Mileto (625 a.C.-546 a.C.) descobriu que um pedaço de âmbar, ao ser esfregado com um pedaço de lã ou camurça, atraía objetos leves, como penas, hastes de palha ou fios de cabelo (o atrito "eletrizava" o âmbar).

Esse fenômeno permaneceu como uma curiosidade natural, até que em 1600 o médico inglês William Gilbert (1544-1603) publicou o tratado *De Magnete* (Sobre o Magnetismo), no qual destacava a diferença entre a atração exercida pelo âmbar (que ao ser atritado com lã atrai diversos objetos leves) e a atração exercida por um ímã natural, a magnetita (que não precisa ser atritada e atrai somente o ferro).

Gilbert, porém, não chegou a observar a existência da repulsão entre dois corpos eletrizados. Somente alguns anos após sua morte, o jesuíta italiano Nicolo Cabeo observou pela primeira vez o fenômeno da repulsão, como ilustrado a seguir.

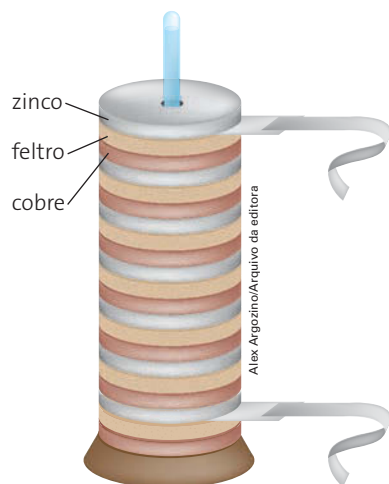
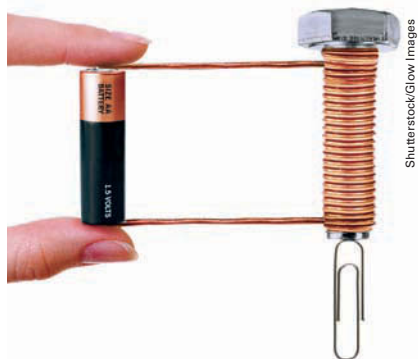
Fotos: Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Um bastão de vidro friccionado com lã atrai o bastão de borracha suspenso por um fio.

Um bastão de borracha friccionado com lã repele outro bastão de borracha suspenso por um fio.

No início do século XVIII, vários experimentos mostraram que era possível eletrizar* um corpo ligando-o, por meio de um fio, a outro corpo que tivesse adquirido eletricidade por atrito.

No século XVII, o físico e inventor alemão Otto von Guericke (1602-1686) construiu uma esfera feita de enxofre que podia fazer girar com uma das mãos e atritar com a outra. Além de atrair pequenos pedaços de papel, a esfera produzia ruídos e pequenas faíscas enquanto era atritada. Pela primeira vez via-se que a eletricidade podia fluir.

* Tornar o corpo capaz de atrair ou repelir determinados objetos.

A eletrólise da água foi feita pela primeira vez no início do século XIX pelos cientistas ingleses Anthony Carlisle (1768-1840) e William Nicholson (1753-1815), que ligaram as extremidades de uma pilha de Volta a dois fios de platina colocados em tubos que continham uma solução de água e ácido diluído.

A pilha de Volta era chamada "rosário" porque os discos de cobre, de feltro e de zinco têm um furo no centro e foram enfiados numa haste isolante.

Experimento que prova que a eletricidade produz magnetismo.

O químico e físico francês Charles François de Cisternay Du Fay (1698-1739), analisando todos esses experimentos, concluiu que a intensidade da eletrização do corpo dependia do material de que era feito o fio. Ele observou que algumas substâncias "conduziam" bem a eletricidade, enquanto outras não o faziam, estabelecendo assim os conceitos de "corpos condutores" e "corpos isolantes", que são utilizados até hoje da mesma forma.

Em 1733, Du Fay admitiu a existência de dois "tipos" de eletricidade, denominando-as **eletricidade vítrea** (como a do vidro) e **eletricidade resinosa** (como a do âmbar ou a da borracha), e verificou que a repulsão ocorria entre os objetos carregados do mesmo "tipo de eletricidade" e que a atração ocorria entre objetos carregados de diferentes "tipos de eletricidade".

Em 1752, o médico e estadista norte-americano Benjamin Franklin (1706-1790), autor da teoria de que a eletricidade consiste de um fluido único, passou a empregar os termos positivo e negativo com o mesmo significado que "vítreo" e "resinoso" segundo Du Fay.

Em 1786, o médico italiano Luigi Galvani (1737-1798) estava dissecando uma rã e amarrou um de seus nervos a um fio de cobre. Acidentalmente o fio de cobre tocou uma placa de ferro, e a rã morta começou a sofrer violentas contrações. Galvani pensou que havia um fluido elétrico de origem animal que havia sido liberado pela rã morta e lançou a teoria da **eletricidade animal**.

Mais tarde o físico italiano Alessandro Volta (1745-1827) conseguiu provar que a contração da rã observada por Galvani era por causa do fio de cobre e da placa de ferro que, ao entrarem em contato com a umidade salina da rã, geravam eletricidade por meio de reações químicas.

Volta intercalou moedas de cobre, discos de zinco e discos de feltro banhados com uma solução ácida formando uma "pilha" capaz de produzir um movimento contínuo de cargas elétricas. A pilha de Volta expandiu a pesquisa dos fenômenos elétricos, permitindo a realização de experimentos importantes, como a eletrólise da água.

Em 1820 o cientista dinamarquês Hans Christian Oersted (1777-1851) observou que uma corrente elétrica fluindo em um fio podia mover a agulha de uma bússola próxima a ele, e assim foi descoberto o eletromagnetismo. O físico inglês Michael Faraday (1791-1867) raciocinou então que, se a eletricidade podia produzir magnetismo, provavelmente o magnetismo podia produzir eletricidade e, em 1831, ele comprovou sua hipótese observando que um ímã em movimento podia induzir uma corrente elétrica em uma bobina feita de fio condutor. Essa descoberta levou à construção do primeiro gerador de eletricidade.

O que são elétrons? Como se sabe que eles existem?

Em 1856 o físico inglês sir William Crookes (1832-1919) propôs um experimento com descargas elétricas em ampolas de vidro contendo um gás a baixa pressão que ajudou a desvendar o fenômeno da eletricidade.

Crookes adaptou um condutor metálico às duas extremidades da ampola de vidro.

Na extremidade da ampola em que era aplicada a corrente elétrica, era criado um "polo negativo" (cátodo), e na outra extremidade, em que a corrente elétrica era recolhida, era criado um "polo positivo" (ânodo). Esses polos negativo e positivo foram chamados **eletrodos**.

Nessa ampola, os cientistas colocavam uma substância no estado gasoso a uma pressão muito reduzida, aproximadamente 0,01 atm, e provocavam uma grande diferença de potencial – algo em torno de 10 000 volts – entre os eletrodos.

Diferença de potencial, ou ddp, nesse caso é a diferença de potencial elétrico entre os polos negativo e positivo da ampola de Crookes.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

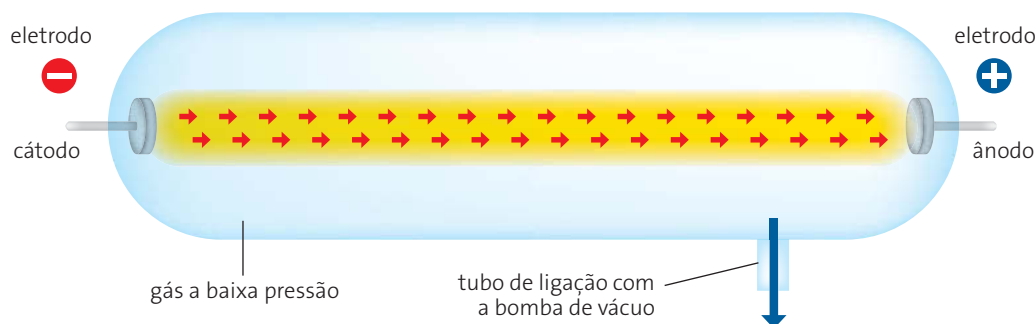



Ilustração esquemática do experimento de Crookes

Notou-se então a presença de um fluxo luminoso – denominado **raios catódicos** – que **partia do cátodo (–)** da ampola **em direção ao ânodo (+)**. Cada substância gasosa apresentava um fluxo luminoso de cor característica, com as seguintes propriedades em comum:

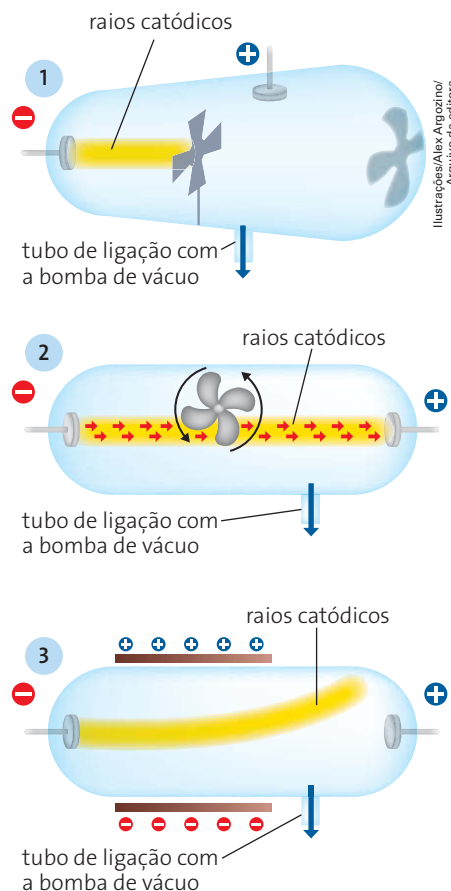
1. **Os raios catódicos deslocavam-se em linha reta.**
   Os raios catódicos projetavam na parede oposta da ampola a sombra de qualquer anteparo colocado em sua trajetória (a melhor maneira de ver a sombra do anteparo era posicionar o ânodo na parte superior ou inferior da ampola).

2. **Os raios catódicos possuíam massa.**
   Os raios catódicos podiam mover um pequeno moinho (ou uma pequena hélice) colocado dentro da ampola.

3. **Os raios catódicos possuíam carga negativa.**
   Quando submetidos a um campo elétrico externo à ampola, os raios catódicos sofriam desvio em direção ao polo positivo.

Ilustrações/Alex Argozino/Arquivo da editora

Em 1897, o físico inglês Joseph John Thomson (1856-1940), trabalhando com raios catódicos, concluiu que eles **eram parte integrante de toda espécie de matéria, uma vez que o experimento podia ser repetido com qualquer substância na fase gasosa**. Thomson conseguiu criar feixes de raios catódicos bem estreitos e mediu o desvio que eles sofriam na presença de campos elétrico e magnético. Ele raciocinou que o valor do desvio dependia de três fatores: massa, velocidade e carga das partículas.

- Quanto maior fosse a massa das partículas, maior seria a inércia e menor o desvio sofrido.
- Quanto maior a velocidade da partícula, menor seria o desvio.
- A carga das partículas determinava o sentido do desvio (no caso, em direção ao polo positivo).

Os experimentos de Thomson mostraram que os raios catódicos eram parte integrante dos átomos de qualquer elemento químico, ou seja, eram **partículas subatômicas**.

O termo **elétron** apareceu pela primeira vez em um artigo de 1894, escrito pelo físico irlandês George Johnstone Stoney (1826-1911), em referência a um valor mínimo de carga elétrica, que ele estimava existir.

Analisando os resultados desses experimentos, Thomson determinou o valor da relação entre a carga do elétron e a sua massa (e/m), mostrando que esse valor era o mesmo, qualquer que fosse a natureza do cátodo e do gás utilizado na ampola de Crookes:

$$\frac{e}{m} = 1{,}758805 \cdot 10^{11}\ C \cdot kg^{-1}$$

Os raios catódicos foram então denominados elétrons (palavra que tem origem grega, *élektron,* e significa 'âmbar').

O que são prótons? Como se sabe que eles existem?

Em 1886, o físico alemão Eugen Goldstein (1850-1930) adaptou um cátodo perfurado à ampola de Crookes, que continha gás a baixa pressão, provocou uma descarga elétrica no gás e observou um feixe de raios coloridos surgir atrás do cátodo (**1**).

Concluiu que a luminosidade era causada por raios que se moviam em sentido contrário ao dos raios catódicos e passavam através dos canais ou furos no cátodo. Esses raios eram desviados por campos elétricos e magnéticos em sentido oposto ao dos raios catódicos. Goldstein denominou-os **raios anódicos** ou **raios canais**.

Posteriormente eles passaram a ser chamados de **raios positivos** por se movimentarem em sentido oposto ao dos raios catódicos (elétrons).

Além disso, quando submetidos a um campo elétrico externo à ampola, os raios canais desviavam-se em direção à placa negativa (**2**).

Os raios canais deslocam-se da direção do ânodo e atravessam os orifícios ou canais do cátodo.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

O grau de desvio no campo elétrico dependia do gás utilizado no experimento (quanto menor a massa, maior o desvio da partícula).

Os raios canais mais leves (que sofriam o maior desvio) eram produzidos pelo gás hidrogênio, $H_2(g)$, e, nesse caso, apresentavam massa aproximadamente igual à do átomo de hidrogênio, H, e 1836 vezes maior que a massa do elétron. A intensidade de carga elétrica dos raios canais do hidrogênio era igual à do elétron, porém de sinal oposto.

Baseado nesses resultados experimentais, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) propôs, juntamente com sua equipe de trabalho, o nome de **próton** (do grego *prôtos*, 'primeiro') para essa parte elementar dos raios canais, isto é, as menores partículas que os compunham.

Íons

Você já ouviu falar que é extremamente perigoso tomar banho de banheira com algum equipamento eletrônico por perto (barbeador elétrico, rádio, aquecedor) ligado na tomada? Se, por um acidente, esse aparelho cair na água, você pode morrer. Você sabe por que isso acontece? Provavelmente porque a água conduz eletricidade. A água em si ou a água de banho? Qual a diferença? A maioria de nós conhece os materiais sólidos que conduzem corrente elétrica (metais em geral) e os que não conduzem (borracha, madeira), mas não estamos muito habituados a falar em condução de corrente elétrica em materiais líquidos. Isso teria alguma aplicação? Vamos ver um pouco a respeito?

No experimento, a "placa" foi recortada de uma pasta escolar feita de plástico transparente semirrígido. Os furos foram feitos cuidadosamente com a ajuda de uma tesoura.

EXPERIMENTO

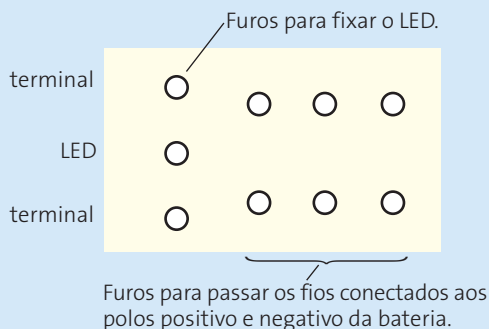
Eletrólitos e não eletrólitos

Material necessário

- 1 LED
- 2 pedaços de 15 cm de fio rígido
- 20 cm de fio cabinho
- bateria de 9 V
- conector para bateria de 9 V
- placa de plástico de 10 cm × 6 cm
- 1 copo de vidro
- 1 colher de café
- sal de cozinha, NaCL
- açúcar refinado, $C_{12}H_{22}O_{11}$
- água destilada (encontrada em alguns postos de gasolina)
- água de torneira

Como fazer

Antes de começar a montagem, retire cerca de 2 cm do isolamento de uma das extremidades de cada fio rígido e 1 cm da outra extremidade. Perfure a placa de plástico, que servirá de base para o circuito, em duas fileiras de três pontos consecutivos (como mostra a ilustração a seguir) para passar os fios rígidos (paralelos um ao outro) de modo que as extremidades descascadas em 2 cm fiquem para baixo da placa. Dobre os fios e, se achar necessário, passe cola para que fiquem fixos.

Faça mais três furos perpendiculares aos primeiros para fixar o LED. Alargue o furo central para encaixar e fixar o LED na placa.

Dobre seus terminais e passe-os para a parte de cima da placa, usando os furos dos lados. Descasque as extremidades de um pedaço do cabinho para ligar o polo negativo do LED (o terminal de menor tamanho) a um dos eletrodos. O terminal de maior tamanho do LED deve ser ligado ao polo positivo da bateria.

Sérgio Dotta/Arquivo da editora

Montagem do experimento

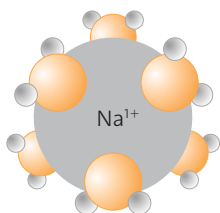
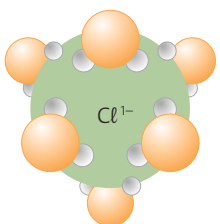
Retire 0,5 cm dos fios do conector da bateria. Instale o conector na bateria (não encoste os terminais do conector, pois isso vai causar um curto circuito na bateria diminuindo sua vida útil).

Coloque água destilada em um copo e a placa sobre o copo de modo que os eletrodos de fios rígidos fiquem imersos no líquido. Para fechar o circuito, encoste o terminal ligado ao polo negativo da bateria ao eletrodo ligado ao polo positivo e verifique o que ocorre.

Repita o teste com os seguintes materiais: sal de cozinha puro, açúcar puro, solução de água destilada e sal de cozinha (1 colher de café de sal em 100 mL de água), solução de água destilada e açúcar (1 colher de café de açúcar em 100 mL de água) e água de torneira.

Investigue

1. A água destilada conduz eletricidade? Por quê?
2. O sal de cozinha puro conduz eletricidade? Que explicação você daria para isso?
3. A solução de água destilada e sal de cozinha (cloreto de sódio) conduz eletricidade? Você notou algo diferente no sistema ao testar essa solução? Investigue a respeito e explique o que está ocorrendo.
4. O açúcar puro conduz eletricidade? E a solução de água destilada e açúcar conduz? Por quê?
5. A água de torneira (água de banho) conduz eletricidade? Qual a diferença entre a água de torneira e a água destilada?

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Modelo do íon sódio cercado de moléculas de água, $Na^{1+}(aq)$.

Modelo do íon cloro cercado de moléculas de água, $C\ell^{1-}(aq)$.

O símbolo (aq) indica meio aquoso. Isso significa que os íons de sódio e de cloro estão separados e cercados por moléculas de água; por isso não é necessário representar a fórmula H_2O no lado dos produtos.

O que são íons?

O químico sueco Svante August Arrhenius (1859-1927) começou, em 1881, uma série de experimentos na tentativa de compreender o fenômeno da condução elétrica.

Por exemplo, considere a água destilada, H_2O, e o cloreto de sódio sólido, $NaC\ell$:

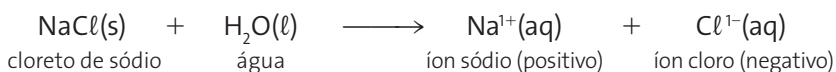
- a água destilada, H_2O, é isolante;
- o cloreto de sódio **sólido**, $NaC\ell$, é isolante;
- uma solução de água e cloreto de sódio ou o cloreto de sódio puro **líquido** são ótimos condutores de corrente elétrica.

Por quê?

Em 17 de maio de 1883, Arrhenius explicou o fenômeno da condução de corrente elétrica das soluções dizendo que certas substâncias (como os sais) dividem-se ao entrar em contato com a água de modo a formar partículas carregadas eletricamente. Por exemplo, em uma solução aquosa de cloreto de sódio não existem aglomerados de cloreto de sódio, mas átomos de cloro e de sódio carregados eletricamente, aos quais Arrhenius deu o nome de **íons**.

Íons são partículas, derivadas de átomos ou de moléculas, que possuem carga elétrica.
Íons negativos apresentam excesso de elétrons, e íons positivos apresentam deficiência de elétrons.

$$NaC\ell(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow Na^{1+}(aq) + C\ell^{1-}(aq)$$

cloreto de sódio | água | íon sódio (positivo) | íon cloro (negativo)

A dissociação iônica é um fenômeno físico, ou seja, não ocorre uma **transformação química**, tanto que, quando a água evapora, os íons Na^{1+} e $C\ell^{1-}$ voltam a se reagrupar formando $NaC\ell$. O reagrupamento dos íons Na^{1+} e $C\ell^{1-}$ formando $NaC\ell$ também ocorre quando o cloreto de sódio passa da fase líquida (que conduz corrente elétrica) para a fase sólida (que não conduz corrente).

A descoberta do fenômeno da dissociação iônica permitiu que Arrhenius interpretasse satisfatoriamente todos os fenômenos que havia observado. Arrhenius também definiu:

- **eletrólitos** são substâncias que, ao se dissolverem na água, formam uma solução que conduz corrente elétrica (como o $NaC\ell$);
- **não eletrólitos** são substâncias que formam com a água uma solução que não conduz corrente elétrica (como o açúcar).

Universal History Archive/Getty Images

Svante August Arrhenius

CURIOSIDADE

A tese de doutorado de Arrhenius

Arrhenius decidiu defender a sua teoria da dissociação iônica como tese para obter o título de doutor, mas, antes de se submeter à banca examinadora, enviou seu manuscrito para ser avaliado por seu professor de Química, da Universidade de Upsala, pedindo a opinião dele. O renomado professor Theodor Cleve, porém, ao perceber que o manuscrito continha uma teoria nova, mandou-o de volta sem opinar a respeito.

Mesmo assim, Arrhenius apresentou a defesa da tese, em 1884, com o título *Pesquisas sobre a condutibilidade galvânica*.

A discussão com os examinadores durou quatro horas. No final, a banca examinou o currículo de estudos de Arrhenius e, vendo que suas notas em Matemática, Física e Biologia eram muito boas, resolveu lhe dar o título de doutor, não levando em conta sua defesa, que recebeu a nota mínima, apenas para não ser totalmente recusada.

Foi um início de carreira difícil, mas Arrhenius não desistiu. Continuou procurando apoio para a divulgação dos resultados de suas pesquisas e, após uma série de recusas, obteve a ajuda do químico Wilhelm Friedrich Ostwald (1853-1932), que conseguiu uma bolsa de estudos para Arrhenius continuar trabalhando junto com ele e com Jacobus Henricus van't Hoff (1852-1911).

Ostwald havia fundado uma revista na qual publicou todos os resultados das pesquisas que os três passaram a fazer sobre a hipótese da dissociação eletrolítica. Os trabalhos foram debatidos, mas não impressionaram os cientistas da época.

Quando voltou à capital sueca, Arrhenius obteve o cargo de professor no Instituto de Estocolmo. Mas, quando seu cargo estava para ser transformado em cátedra (função de professor titular de uma disciplina universitária), levantaram dúvidas de que Arrhenius tivesse as qualidades necessárias. Foram chamados três cientistas famosos para examiná-lo. Dois deles (um era Lorde Kelvin) declararam-no despreparado, e já se pensava em nomear um professor estrangeiro, quando a Sociedade Munsen escolheu Arrhenius como seu sócio honorário pela teoria da dissociação.

Diante desse fato novo a universidade confiou-lhe a cátedra, porém sem muito entusiasmo.

Em 1902, a Royal Society conferiu-lhe a medalha Davy e, em 1903, por sua criticada tese de doutorado, Arrhenius recebeu o prêmio Nobel de Química.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. Sobre os experimentos em ampolas de Crookes, explique como variam os **desvios sofridos pelas partículas** geradas no interior da ampola quando submetidas a um campo elétrico, em relação a sua:

a) carga elétrica; b) massa; c) velocidade.

A que conclusão é possível chegar em cada caso?

2. Depois que Thomson mostrou que os elétrons eram parte integrante de toda espécie de matéria, os cientistas começaram a procurar métodos para determinar a carga de um único elétron. Esse objetivo só foi atingido em 1910, com os experimentos do físico Robert Andrews Millikan (1868-1953), que ganhou o prêmio Nobel de Física de 1923. O método utilizado baseava-se na ação de um campo elétrico sobre gotículas de óleo eletrizadas por atrito. Millikan concluiu que o menor valor da carga em uma gotícula de óleo eletrizada é $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C. O valor oficial aceito atualmente para a carga de um elétron é: $1{,}602189 \cdot 10^{-19}$ C.

Observação: O coulomb pode ser expresso pelo produto da corrente elétrica que percorre o sistema em àmpere (A) pelo tempo em segundos (s): $C = A \cdot s$.

a) Com base no trabalho de Thomson e no experimento de Millikan, mostre como você faria para calcular a massa de um elétron.

b) A partir do valor encontrado no item anterior, considerando o experimento de Eugen Goldstein, é possível calcular a massa de um próton?

c) E o valor da carga elétrica de um próton em coulomb? Qual seria?

Röentgen recebeu o primeiro prêmio Nobel de Física pela descoberta dos raios X em 1901.

* **Luminescência** é a emissão de radiação (visível ou não) que ocorre sem necessidade de temperaturas elevadas, por causa, por exemplo, da absorção de energia da luz. Pode ser classificada como fluorescência ou fosforescência.
Na **fluorescência**, a emissão da radiação cessa imediatamente após o fornecimento de energia. Por exemplo, numa lâmpada fluorescente, a parede interna é revestida com tinta que contém uma substância fluorescente. Na descarga elétrica há emissão de radiação ultravioleta (invisível) que vai excitar a substância fluorescente da tinta, produzindo a emissão de luz visível. Desligada a lâmpada, a emissão de luz cessa porque o fornecimento de energia foi interrompido.
Na **fosforescência**, a emissão de luz visível continua por algum tempo mesmo depois que a fonte de energia é desligada (de frações de segundo até alguns dias). Por exemplo, substâncias fosforescentes são adicionadas a plásticos usados na confecção de interruptores e tomadas elétricas.

SSPL/Getty Images

A foto mostra a imagem dos raios X das mãos de uma mulher. Os raios X não atravessam o ouro da aliança e, por isso, o osso na região da aliança não é visível.

** A cor preta tem a propriedade de absorver todas as "cores" sem refletir nenhuma.

2 Radioatividade

Afinal, é possível transformar chumbo em ouro?

Numa noite de 1895, o físico alemão Wilhelm Konrad Röentgen (1845-1923) fazia experimentos com a ampola de Crookes. As luzes do laboratório estavam apagadas, e a ampola estava coberta com papel-cartão preto. A certa distância da ampola havia, por acaso, uma tela feita de papel tratado com uma substância fluorescente*, o platinocianeto de bário, $Ba_2[Pt(CN)_6]$.

Ao ligar a ampola, ele observou que a tela revestida de platinocianeto de bário começou a brilhar, emitindo luz.

Surpreso com o fenômeno, Röentgen fez vários testes: virou a tela, expondo o lado sem o revestimento da substância fluorescente, mas a tela continuava a brilhar. Colocou objetos entre a válvula e a tela, observando que todos pareciam transparentes. Mas a maior surpresa foi verificar que os raios permitiam que ele visse os ossos de sua mão.

E assim que a ampola de Crookes era desligada, o brilho emitido pelo platinocianeto de bário cessava. Röentgen concluiu que alguns raios penetrantes vindos da ampola cruzaram o ar e atingiram o platinocianeto de bário e resolveu chamá-los **raios X**.

Os raios X podiam sensibilizar uma chapa fotográfica e praticamente não sofriam nenhum reflexo ou refração na presença de um campo magnético. Eram originados na área da ampola de Crookes em que os raios catódicos colidiam com a parede de vidro, ou seja, na área em que o vidro se tornava fluorescente.

Interessado no fenômeno, o físico francês Jules Henri Poincaré (1854-1912) lançou a hipótese da reciprocidade: "**Se os raios X podem tornar certas substâncias fluorescentes, então as substâncias fluorescentes devem emitir raios X**". Antoine Henri Becquerel (1852-1908), colega de Poincaré, tinha grande interesse pelos fenômenos da fluorescência e resolveu testar essa hipótese.

Becquerel começou a trabalhar com materiais que ficavam fluorescentes ao receber energia solar, entre eles um minério de urânio, o sulfato duplo de potássio e uranila di-hidratada: $K_2UO_2(SO_4)_2 \cdot 2\ H_2O$.

Ele deixava os materiais absorverem luz solar e, ao se tornarem fluorescentes, colocava-os em contato com um filme fotográfico envolvido por um espesso invólucro preto**. A ideia era a de que, se os materiais conseguissem impressionar o filme nessas condições, era porque eles emitiam raios X. O resultado estava sendo positivo, pois, ao revelar a chapa fotográfica, Becquerel conseguia obter uma silhueta do minério.

Antes, porém, que pudesse chegar a uma conclusão, ele precisou interromper seus experimentos, por causa do mau tempo que encobriu o céu de Paris de 26 de fevereiro de 1896 até 1º de março do

mesmo ano, e guardou o minério de urânio dentro de uma gaveta escura com alguns filmes virgens protegidos por um invólucro de papel preto.

Em 1º de março ele decidiu retomar os experimentos e resolveu revelar as chapas fotográficas na expectativa de encontrar imagens muito tênues do minério. Para sua surpresa, ocorreu o oposto: as silhuetas do minério apareceram na chapa com uma nitidez que ele nunca havia observado. Concluiu então que, se o minério havia impressionado o filme fotográfico na ausência de luz solar e, portanto, sem estar fluorescente, essa propriedade do minério não se relacionava à fluorescência nem à emissão de raios X.

O que é radioatividade?

Mais tarde, com a ajuda do casal de cientistas Pierre Curie (1859-1906) e Marie Curie (1867-1934), Becquerel constatou que essa propriedade era **comum a todas as substâncias que continham o elemento químico urânio** e, portanto, devia ser o urânio o responsável pelos raios emitidos que impressionavam o filme. A propriedade de o urânio emitir esses raios foi chamada **radioatividade**.

Outros elementos com essa propriedade foram descobertos (como o rádio) e, na busca de desvendar a natureza da radioatividade, Ernest Rutherford e George B. Kaufmann fizeram um experimento que ajudou a identificar três tipos distintos de **emissões radioativas espontâneas**.

Colocou-se um bloco de chumbo que continha material radioativo dentro de um recipiente submetido ao vácuo, ao qual foram adaptadas duas placas eletrizadas com cargas opostas.

O chumbo foi usado porque é capaz de bloquear as emissões radioativas, impedindo que elas se espalhem pelo ambiente. O bloco de chumbo possuía uma única abertura para direcionar as emissões radioativas.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

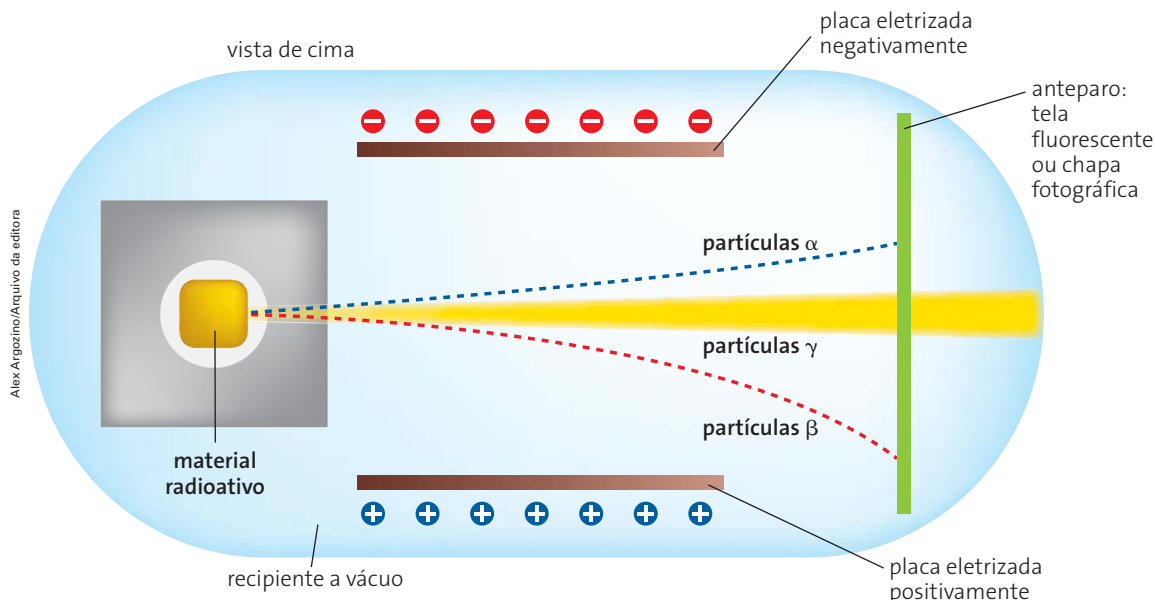



Ilustração esquemática do experimento de Rutherford e Kaufmann

Na parede oposta ao bloco de chumbo ficava posicionada uma chapa fotográfica ou uma tela recoberta de sulfeto de zinco, ZnS (ou outra substância fluorescente), para registrar as emissões radioativas. O resultado do experimento, esquematizado na ilustração anterior, mostra três tipos distintos de emissões:

- **Partículas alfa** (α): emissões que sofrem pequeno desvio em direção à placa carregada negativamente. Conclusão: são partículas de massa elevada e de carga positiva.
- **Partículas beta** (β): emissões que sofrem grande desvio em direção à placa carregada positivamente. Conclusão: são partículas de massa muito pequena e de carga negativa.
- **Raios gama** (γ): emissões que não sofrem desvio em sua trajetória e atravessam a chapa fotográfica. Conclusão: são radiações semelhantes à luz e aos raios X.

Assim, a radioatividade passou a ser definida como:

Propriedade que os átomos de determinados elementos apresentam de emitir espontaneamente partículas alfa e/ou beta e raios gama.

A descoberta da radioatividade revolucionou o meio científico, pois demonstrou que **os átomos podiam ser divididos**, ou seja, **o átomo não é indivisível**, como afirmava o modelo de Dalton.

Era esse o segredo que os alquimistas procuraram: a transmutação dos elementos. Mas infelizmente ainda não é possível transformar um elemento em outro de acordo com nossa vontade. Por exemplo, o chumbo não se transforma espontaneamente em ouro. As transmutações radioativas naturais obedecem a leis específicas de acordo com as propriedades de cada elemento, como o urânio que se transforma em chumbo.

CURIOSIDADE

Album/akg-images/Latinstock

Marie Curie. Em agosto de 1926, a cientista esteve no Brasil.

Inicialmente, os trabalhos de Pierre e Marie foram acolhidos com reservas pelo meio científico, pois implicavam a destruição de um conjunto de ideias até então plenamente aceitas, entre elas a indivisibilidade do átomo. Além disso, afirmavam que, se a existência do rádio havia sido comprovada, o seu isolamento ainda não tinha sido concluído.

Marie aceitou o desafio de isolar uma quantidade significativa de rádio. Passou quatro anos trabalhando com a pechblenda no mesmo processo anterior até que, com a ajuda de Pierre e de outros colaboradores, conseguiu obter 1 decigrama de rádio puro e determinar sua massa atômica, 226, e algumas de suas propriedades: elemento espontaneamente luminoso e 2 milhões de vezes mais radioativo que o urânio. Em 1933 publicou o livro *Les Rayons Alfa, Beta et Gama des Corps Radioactifs en Relation avec La Structure Nucléaire*: era um esquema de todos os progressos realizados na Física nuclear. Marie Curie recebeu o prêmio Nobel de Física em 1903 e o prêmio Nobel de Química em 1911. Morreu com 67 anos, em 4 de julho de 1934, no sanatório de Sancellemoz, vítima das radiações a que ficara exposta durante o trabalho.

Cotidiano do Químico

A descoberta do rádio

Pierre e Marie Curie observaram que a pechblenda – óxido de urânio – era bem mais radioativa que o urânio metálico (isolado). Isso significava que o minério continha, além do urânio, outro elemento radioativo. O casal de cientistas conseguiu do governo austríaco uma tonelada de pechblenda, proveniente das minas de Joachimstal (República Tcheca).

Passaram três meses envolvidos num trabalho árduo, quebrando o minério, fervendo os pedaços, filtrando os resíduos, lutando contra os gases asfixiantes que eram liberados em cada etapa, até que em julho desse mesmo ano anunciaram que haviam conseguido isolar da pechblenda um metal que, na tabela periódica, seria vizinho do bismuto. Em homenagem à pátria de Marie, ele foi denominado polônio.

Ocorre, porém, que o minério puro ainda mostrava radioatividade superior à que seria explicada pela presença do polônio, e o casal resolveu repetir todo o procedimento, ainda com mais cuidado, para ver se descobria o motivo.

Novamente, os resultados foram positivos. A radioatividade da pechblenda finalmente foi explicada. Um comunicado assinado por Marie, Pierre e seu colaborador G. Bémont, no final de 1898, anunciava a descoberta de outro elemento radioativo – o rádio.

Questões

3. A única afirmação falsa sobre a radioatividade é:

a) Radioatividade é a propriedade de certos elementos, como o urânio, emitirem partículas e radiações.

b) A propriedade de o minério de urânio impressionar o filme lacrado não está relacionada à emissão de raios X.

c) As partículas alfa possuem massa elevada e carga positiva, enquanto as partículas beta possuem massa desprezível e carga negativa.

X d) O sulfato duplo de potássio e uranila di-hidratada utilizado por Becquerel foi capaz de impressionar uma chapa fotográfica lacrada por ser fluorescente.

e) As radiações gama são ondas eletromagnéticas que acompanham a emissão de partículas alfa e/ou beta.

4. (Udesc) A descoberta da radioatividade, pelo francês Henri Becquerel (1852-1909), poucos meses após a descoberta dos raios X, foi um dos acontecimentos mais importantes no processo que culminou no desenvolvimento da estrutura atômica dos átomos. Em relação à estrutura atômica dos átomos, assinale a alternativa correta.

a) Na eletrosfera do átomo existe uma maior concentração de massa.

b) Thomson defendeu uma tese intitulada *Da dispersão das partículas alfa e beta pela matéria e da estrutura do átomo*, em que chega a conclusões que o levam a elaborar o modelo atômico "o átomo nuclear".

c) Em 1932, James Chadwick provou a existência dos nêutrons, já previsto por Rutherford. Com isso, o modelo de Rutherford sofreu uma modificação, com a inclusão dos nêutrons na eletrosfera do átomo.

d) As radiações alfa (α), beta (β) e gama (γ), emitidas pelos átomos de urânio, apresentam comportamento exatamente iguais ao atravessar a matéria ou um campo elétrico no vácuo.

X e) A experiência de Rutherford foi de fundamental importância para o desenvolvimento da estrutura dos átomos, sendo somente possível graças à utilização das formas de radiação alfa (α), beta (β) e gama (γ).

5. (IFSudeste-MG) O ano de 2011 foi proclamado pelas Nações Unidas como Ano Internacional da Química, comemorando os 100 anos em que Marie Curie recebeu o prêmio Nobel de Química pela descoberta dos elementos polônio e rádio, por isolar esse último em sua forma metálica e por estudar seus compostos. Sabendo que o polônio é um emissor alfa, a respeito dessa emissão, podemos afirmar:

X a) São partículas pesadas, com carga elétrica positiva, constituída de 2 prótons e de 2 nêutrons.

b) São partículas leves, com carga elétrica negativa e massa desprezível.

c) São radiações eletromagnéticas semelhantes aos raios X, desprovidas de carga elétrica e massa.

d) Apresentam um alto poder de penetração, sendo mais penetrantes que os raios X.

e) Causam danos irreparáveis aos seres humanos, podendo atravessar completamente o corpo humano.

Exercícios de revisão

10.1 Em relação aos raios canais, assinale as alternativas corretas. Soma: 54

01. Os raios canais são também chamados raios anódicos porque se deslocam em direção ao ânodo.

X 02. Os raios canais possuem carga positiva, pois se movimentam em sentido oposto ao dos raios catódicos (elétrons).

X 04. Ao serem submetidos a um campo elétrico externo à ampola, os raios canais desviam-se para a placa carregada negativamente.

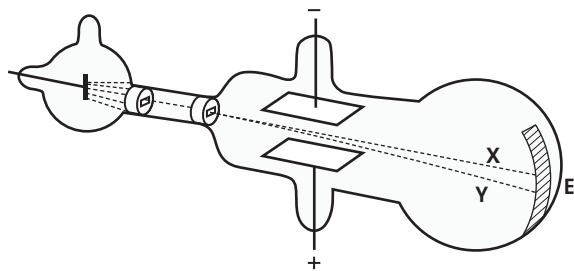
08. A massa dos raios canais é no mínimo 1836 vezes menor que a massa dos raios catódicos.

X 16. Rutherford denominou a parte elementar dos raios canais de próton.

X 32. A carga elétrica dos raios canais tinha a mesma intensidade que a carga elétrica dos raios catódicos (embora os sinais fossem opostos), ou seja, eram múltiplos de $1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C.

10.2 (UFPA) A realização de experiências com descargas elétricas em tubo de vidro fechado contendo gás a baixa pressão produz os raios catódicos. Esses raios são constituídos por um feixe de:

a) nêutrons
b) partículas
c) raios X
d) prótons
X e) elétrons

10.3 (UFMG) No fim do século XIX, Thomson realizou experimentos em tubos de vidro que continham gases a baixas pressões, em que aplicava uma grande diferença de potencial. Isso provocava a emissão de raios catódicos. Esses raios, produzidos num cátodo metálico, deslocavam-se em direção à extremidade do tubo (E).
(Na figura, essa trajetória é representada pela linha tracejada X.)

Nesses experimentos, Thomson observou que:

I. a razão entre a carga e a massa dos raios catódicos era independente da natureza do metal constituinte do cátodo ou do gás existente no tubo; e
II. os raios catódicos, ao passarem entre duas placas carregadas, com cargas de sinal contrário, se desviavam na direção da placa positiva.

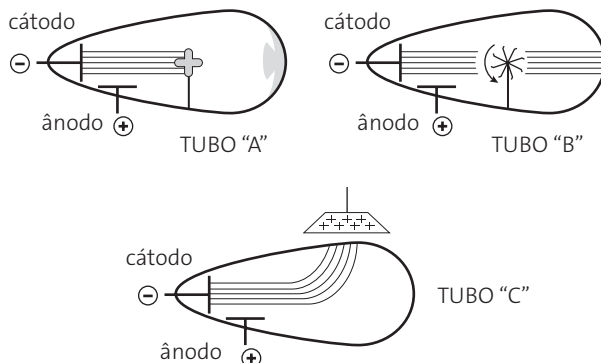
(Na figura, esse desvio é representado pela linha tracejada Y.)

Considerando-se essas observações, é CORRETO afirmar que os raios catódicos são constituídos de:

X a) elétrons. b) ânions. c) prótons. d) cátions.

10.4 Todas as alternativas sobre a condução de corrente elétrica em solução aquosa estão corretas, exceto:

a) Eletrólitos são substâncias que ao se dissolver na água formam solução condutora de corrente elétrica.
b) Eletrólitos podem conduzir corrente elétrica na fase líquida, mesmo não estando em solução aquosa.
c) Os eletrólitos conduzem corrente elétrica porque são formados por íons ou são capazes de formar íons.
X d) Íons são partículas (átomos ou moléculas) que possuem excesso ou deficiência de carga elétrica, como elétrons ou prótons.
e) O açúcar comum não forma íons em solução aquosa e é classificado como um não eletrólito.

10.5 (UFSC) Uma das principais partículas atômicas é o elétron. Sua descoberta foi efetuada por J. J. Thomson em uma sala do Laboratório Cavendish, na Inglaterra, ao provocar descargas de elevada voltagem em gases bastante rarefeitos, contidos no interior de um tubo de vidro.

No tubo de vidro "A", observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) colide com um anteparo e projeta sua sombra na parede oposta do tubo.
No tubo de vidro "B", observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) movimenta um cata-vento de mica. No tubo de vidro "C", observa-se que o fluxo de elétrons (raios catódicos) sofre uma deflexão para o lado onde foi colocada uma placa carregada positivamente.
Observando os fenômenos que ocorrem nos tubos, podemos afirmar CORRETAMENTE que: Soma: 62

01. gases são bons condutores da corrente elétrica.

X 02. os elétrons possuem massa – são corpusculares.

X 04. os elétrons possuem carga elétrica negativa.

X 08. os elétrons partem do cátodo.

X 16. os elétrons se propagam em linha reta.

X 32. o cata-vento entrou em rotação devido ao impacto dos elétrons na sua superfície.

CAPÍTULO 11

Evolução dos modelos atômicos

Saiu na Mídia!

Poluição eletromagnética

"**Um tribunal italiano condenou [...] membros da Rádio Vaticano por poluírem a atmosfera com potentes ondas eletromagnéticas vindas da transmissão de uma estação de rádio, informaram autoridades.**

O cardeal Roberto Tucci, que chefiava o comitê de gerência da Rádio Vaticano, e o diretor geral da estação, Pasquale Borgomeo, receberam 10 dias de suspensão e multa ainda sem valor definido, de acordo com representantes da Justiça.

Ambos negaram ter culpa nas acusações e os advogados de defesa disseram que vão recorrer da decisão.

O caso surgiu após a divulgação de um relatório médico, em 2001, por uma agência de saúde pública que mostrou um alto número de pessoas que contraíram ou morreram de leucemia e que moram perto das antenas da Rádio Vaticano.

Um julgamento inicial foi suspenso em 2002 depois de um juiz determinar que as leis italianas não podem ser aplicadas à Rádio Vaticano porque seu centro de transmissão é parte da Cidade do Vaticano, que é um Estado independente e soberano.

Essa decisão foi revertida mais tarde e representantes da Rádio Vaticano se viram de novo na mira da Justiça.

'Depois de muitos atrasos e desperdício de tempo, hoje conseguimos um importante sucesso que enfatiza a necessidade de proteger as pessoas da 'eletropoluição'', disse Roberto Della Seta, presidente do grupo ambientalista Legambiente.

A Rádio Vaticano, que transmite [sua programação] em quarenta idiomas, afirma respeitar os limites internacionais de transmissão e rejeitou as conclusões de um segundo relatório independente que relaciona a alta capacidade das antenas da emissora com o salto da incidência de câncer."

Disponível em: <http://noticias.uol.com.br/ultnot/reuters/2005/05/09/ult729u46674.jhtm>. Acesso em: 10 maio 2012.

Rat007/Shutterstock/Glow Images

Torres de transmissão de rádio

Você sabe explicar?

O que são ondas eletromagnéticas?

Sabemos que um modelo só é utilizado enquanto explica adequadamente determinado fenômeno ou experimento sem entrar em conflito com outros fenômenos ou experimentos conhecidos anteriormente. A substituição desse modelo só ocorre quando novas descobertas são feitas e, portanto, é necessário um novo modelo para explicá-las.

Assim, paralelamente a cada grande descoberta, os cientistas foram elaborando novas teorias e novos modelos de átomo para ilustrá-la. É exatamente isso que vamos estudar agora.

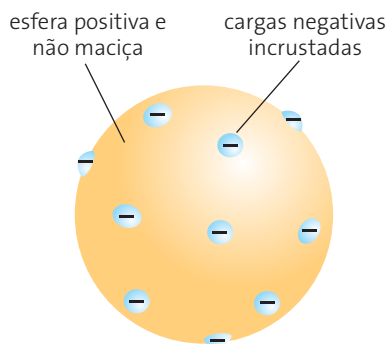
1 Modelo atômico de Thomson

Como vimos, em 1897, o físico Joseph John Thomson, trabalhando com raios catódicos, concluiu que eles eram parte integrante de toda espécie de matéria e os denominou **elétrons**. Mas havia outros pontos a considerar:

- As cargas positivas conhecidas, isto é, os raios canal e as partículas alfa, tinham uma massa muito grande em relação à massa dos elétrons. Essa observação experimental levava à conclusão de que a maior parte da massa do átomo era devida às partículas positivas.
- A matéria é eletricamente neutra e os elétrons possuem carga negativa; logo, o átomo deve possuir o equivalente de elétrons em carga positiva para que a carga total seja nula.
- A matéria eventualmente adquire carga elétrica*. Isso significa que os elétrons não estão rigidamente presos no átomo e em certas condições podem ser transferidos de um átomo de uma substância para um átomo de outra substância.
- Os átomos não são maciços e indivisíveis, conforme mostra o fenômeno da radioatividade.

*Como os bastões de borracha e de vidro ao serem friccionados com lã ou os eletrólitos de Arrhenius ao serem dissolvidos na água.

Com base nesse raciocínio, Thomson propôs seu modelo atômico:

> O átomo é uma esfera de carga elétrica positiva, não maciça, incrustada de elétrons (negativos), de modo que sua carga elétrica total é nula.

Ilustração, sem escala e em cores fantasia, do modelo atômico de Thomson, conhecido como "pudim de passas".

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

O modelo de Thomson explicou muitas propriedades da matéria que o modelo de Dalton não era capaz de explicar, como os fenômenos radioativos e os de natureza elétrica. Por exemplo, embora a matéria seja eletricamente neutra, alguns átomos ou grupos de átomos superficiais podem tornar-se eletrizados por fricção ou por transferência de elétrons.

O processo pelo qual isso ocorre pode ser considerado uma propriedade dos elétrons que lhes permite se movimentar para fora de certos átomos ou para dentro de outros. Átomos que perdem elétrons deixam de ser eletricamente neutros e passam a ter carga elétrica positiva. Por sua vez, átomos que tiveram elétrons incluídos em sua estrutura passam a ter carga elétrica negativa.

Independentemente da carga elétrica da matéria (positiva ou negativa), o processo de perda da neutralidade era interpretado como uma transferência de elétrons entre átomos de uma substância para outra.

2 Modelo atômico de Rutherford

Em 1893, o físico neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) foi estudar na Inglaterra, sob a orientação de Thomson, e começou a investigar as propriedades dos raios X e das emissões radioativas. Chegou à conclusão, junto com outros cientistas*, de que seria interessante usar as partículas alfa (de massa elevada em comparação às partículas beta) para bombardear átomos de outros elementos, como ouro, alumínio e cobre.

* Rutherford trabalhou junto com outros cientistas, como o físico alemão Johannes Wilhelm Geiger (1882-1945) e o físico inglês Ernest Marsden (1889-1970).

Inicialmente o ouro foi o escolhido por ser um material inerte (pouco reativo). Esperava-se que a grande energia cinética das partículas alfa as faria atravessar uma finíssima folha metálica de ouro (de aproximadamente 10^{-4} mm de espessura), tal como uma bala de espingarda atravessa uma folha de papel sem ser rebatida por ela.

O máximo que se previa era que algumas partículas alfa sofreriam pequenos desvios em suas trajetórias, já que o átomo era uma esfera carregada positivamente com elétrons distribuídos uniformemente por todo o seu volume (modelo de Thomson).

Obter um padrão pelo qual as partículas alfa se desviavam era um modo de observar o interior do átomo e comprovar a adequação do modelo de Thomson. Esse experimento foi feito em 1911.

Resultado esperado do experimento de Rutherford, com base no modelo de Thomson.

O experimento de Rutherford

A aparelhagem que permitiu a realização desse experimento foi montada da seguinte forma (veja ilustração na página 168):

- Uma amostra de polônio (elemento radioativo emissor de partículas alfa) foi colocada em uma cavidade funda de um bloco de chumbo **(1)** através de um pequeno orifício.
- Como o chumbo não é atravessado pelas partículas alfa, elas só poderiam sair do bloco de chumbo pelo orifício.
- Rutherford colocou mais algumas lâminas de chumbo com orifício central **(2)** na direção do bloco de chumbo, pretendendo com isso orientar o bombeamento das partículas alfa **(3)**, emitidas pelo polônio, para uma lâmina de ouro **(4)** finíssima ($\simeq 10^{-4}$ mm).
- Atrás e em volta da lâmina de ouro, Rutherford adaptou um anteparo móvel **(5)** recoberto com sulfeto de zinco (fluorescente), para registrar o caminho percorrido pelas partículas.

Ao variar a posição do alvo em volta da lâmina de metal, Rutherford e seus colaboradores puderam observar que algumas cintilações surgiam para ângulos muito diferentes, alguns deles próximos de 180°.

Essas cintilações indicavam que algumas partículas alfa haviam colidido frontalmente com um "objeto" extremamente denso.

Vários experimentos permitiram reunir as observações em três pontos principais:

- A maioria das partículas α atravessou a placa de ouro sem sofrer desvio considerável em sua trajetória.

Experimento de Rutherford

Esquema do comportamento das partículas alfa na lâmina de ouro

Modelo de Rutherford para o átomo

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

- Algumas partículas α (poucas) foram rebatidas na direção contrária ao choque.
- Certas partículas α (poucas) sofreram um grande desvio em sua trajetória inicial.

Interpretando os resultados de uma grande série de experimentos, a equipe de Rutherford chegou à conclusão de que o átomo não se parecia com uma esfera positiva com elétrons incrustados (como um “pudim de passas”).

Os resultados das observações mostravam que:

- o átomo contém imensos espaços vazios;
- no centro do átomo existe um núcleo muito pequeno e denso;

- o núcleo do átomo tem carga positiva, uma vez que as partículas alfa (positivas) foram repelidas ao passar perto do núcleo;
- para equilibrar essa carga positiva, existem elétrons ao redor do núcleo orbitando numa região periférica denominada eletrosfera.

Rutherford elaborou então um modelo de átomo semelhante a um minúsculo **sistema planetário**, em que os elétrons se distribuíam ao redor do núcleo como planetas em torno do Sol.

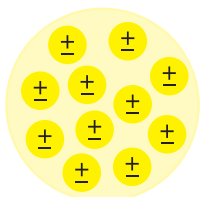
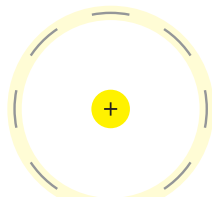
Esse modelo foi útil em 1911 e até hoje pode explicar determinados fenômenos físicos. Mas, mesmo na época em que foi criado, apresentava contradições consideráveis, que impediam sua total aceitação.

- Antes de tudo o Sistema Solar é gravitacional e o sistema atômico é elétrico. As leis físicas que regem esses dois sistemas são diferentes.
- Além disso, como partículas de cargas opostas se atraem, os elétrons iriam perder energia gradualmente percorrendo uma espiral em direção ao núcleo e, à medida que isso ocorresse, emitiriam energia na forma de luz.

Como os elétrons se mantêm em movimento ao redor do núcleo sem que os átomos entrem em colapso, os cientistas se viram diante de um impasse que só foi solucionado a partir de descobertas feitas com o estudo da natureza da luz, que veremos na sequência.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. Em 1903, o físico alemão Philipp Eduard Anton Lénard (1862-1947), da universidade de Heidelberg, sugeriu um modelo atômico formado por pares de cargas positivas e negativas, aos quais chamou de “dinamidas”. Esses pares de cargas ficariam em blocos flutuantes no espaço.
Em 1904, o físico Hantaro Nagaoka (1865-1950) publicou no Japão um modelo de átomo surpreendentemente moderno para a época. Nagaoka sugeriu que o átomo era constituído de um anel de elétrons ao redor de um centro muito denso; comparou o átomo com o planeta Saturno e seus respectivos anéis, que permanecem estáveis porque o planeta é bastante denso para mantê-los em suas órbitas.

Modelo de Philipp Lénard

Modelo de Nagaoka

Em relação a esse assunto, explique brevemente:
a) O que são modelos.
b) Por que o modelo de Dalton precisou ser aperfeiçoado.
c) Por que o modelo de Thomson foi aperfeiçoado.

2. (UFMG) Na experiência de espalhamento de partículas alfa, α, conhecida como “experiência de Rutherford”, um feixe de partículas alfa foi dirigido contra uma lâmina finíssima de ouro, e os experimentadores, colaboradores de Rutherford – Geiger e Marsden – observaram que um grande número dessas partículas atravessava a lâmina sem sofrer desvios, mas que um pequeno número sofria desvios muito acentuados.
Esse resultado levou Rutherford a modificar o modelo atômico de Thomson, propondo a existência de um núcleo de carga positiva, de tamanho reduzido e com, praticamente, toda a massa do átomo.
Assinale a alternativa que apresenta o resultado que era previsto para o experimento de acordo com o modelo de Thomson.
X a) A maioria das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer desvios e um pequeno número sofreria desvios muito pequenos.
b) A maioria das partículas sofreria grandes desvios ao atravessar a lâmina.
c) A totalidade das partículas atravessaria a lâmina de ouro sem sofrer nenhum desvio.
d) A totalidade das partículas ricochetearia ao se chocar contra a lâmina de ouro, sem conseguir atravessá-la.

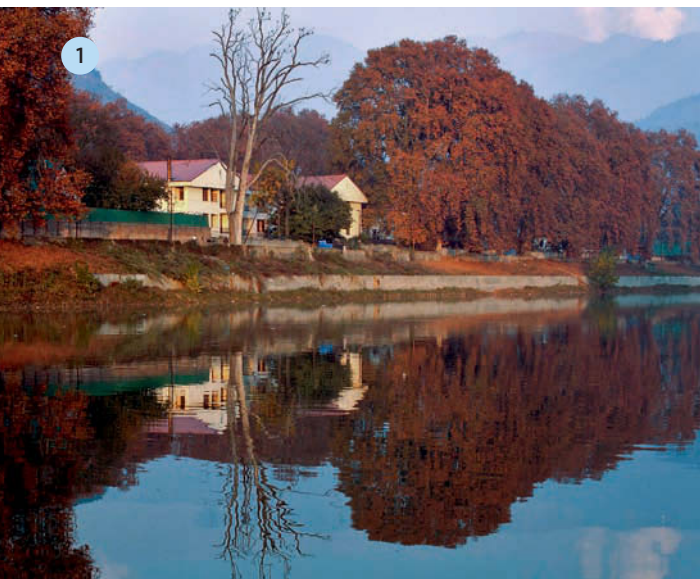
3 Investigação da natureza da luz

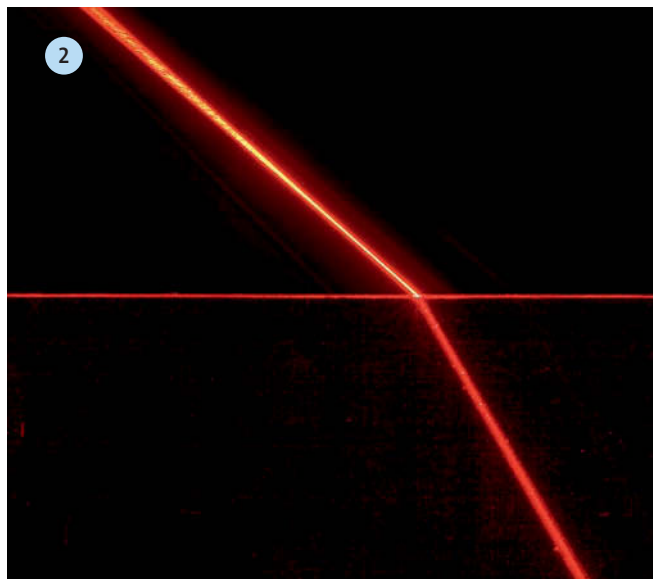
Desde a Antiguidade sabe-se que a luz solar (branca) pode ser decomposta nas sete cores do arco-íris (na ordem: vermelho, laranja, amarelo, verde, azul, anil e violeta).

O físico inglês Isaac Newton (1642-1727), no século XVII, descreveu pela primeira vez de forma adequada o fenômeno da decomposição da luz por um prisma, e o de sua recomposição por um segundo prisma.

O conjunto de cores obtidas pela decomposição da luz em um prisma é denominado espectro.

Até o começo do século XIX, os cientistas ainda buscavam uma explicação para o fenômeno da luz.

Isaac Newton defendia a hipótese de René Descartes (1596-1650) de que **a luz era constituída de minúsculas partículas**, emitidas pelos corpos luminosos. Com essa hipótese, Newton explicava algumas propriedades da luz, como propagação retilínea, reflexão e refração, mas não explicava, por exemplo, como a luz se propagava no vácuo (a energia luminosa se propaga no vácuo, portanto quando a matéria é praticamente inexistente).

Yawar Nazir/Getty Images

1. Reflexão
A onda incide sobre a interface que separa dois meios (como ar e água) e retorna ao meio inicial.

GIPhotoStock/Latinstock

2. Refração
A onda atravessa a interface que separa dois meios (como ar e água) e muda sua direção de propagação.

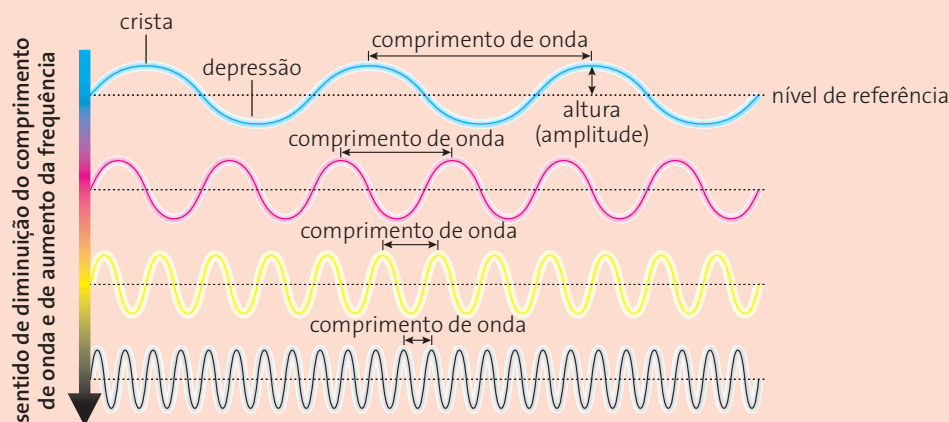
O astrônomo e matemático holandês Christiaan Huygens (1629-1695) argumentava que **a luz era composta de ondas luminosas** que se deslocavam do mesmo modo que as ondas da água ou que as ondas sonoras, com a diferença de que, sendo ondas de energia radiante, podiam ser transmitidas no vácuo, enquanto as demais ondas precisavam de um meio material para se propagar, como a água e o ar.

Para saber mais sobre poluição eletromagnética, veja o *site*: <http://planetasustentavel.abril.com.br/noticia/saude/poluicao-eletromagnetica-622671.shtml>. Acesso: 10 set. 2012.

CURIOSIDADE

Definição física de onda

Uma onda fica caracterizada quando conhecemos o seu comprimento de onda (λ) e a sua frequência (f). Já a amplitude é a altura de uma onda, isto é, a distância máxima que a onda atinge (pico) a partir de um ponto de equilíbrio (nível de referência).

- A crista corresponde ao ponto mais elevado da onda; a depressão, ao ponto menos elevado dela.
- O comprimento de onda (λ) equivale à distância que separa duas cristas (ou duas depressões) consecutivas.
- A amplitude de uma onda corresponde à metade da altura que separa uma crista de uma depressão.
- A frequência de onda (f) é o número de cristas (ou depressões) que passam por um ponto fixo em um segundo.

Quanto maior for o comprimento de uma onda (λ), menor será a sua frequência (f) e vice-versa. O comprimento de onda (λ) e a frequência (f) são grandezas inversamente proporcionais.

Quanto maior a frequência (f) de uma onda, maior o número de cristas que passam por um ponto fixo por segundo; portanto, maior a velocidade (v) da onda e vice-versa. A frequência (f) e a velocidade (v) da onda são grandezas diretamente proporcionais.

$$\text{frequência} = \frac{\text{velocidade}}{\text{comprimento de onda}}$$

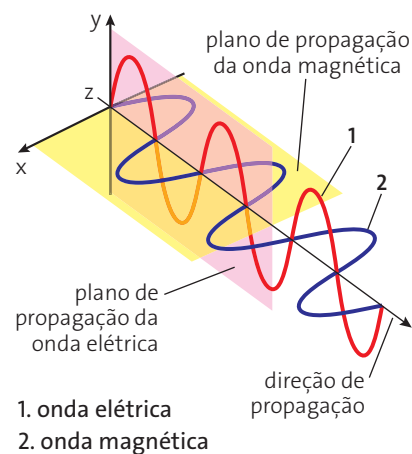
$$f = \frac{v}{\lambda}$$

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

O que são ondas eletromagnéticas?

Por volta de 1860, o físico e matemático escocês James Clerk Maxwell (1831-1879) propôs um outro modelo para explicar a natureza da luz, segundo o qual, a luz seria uma onda, campo ou radiação eletromagnética.

Ondas, campos ou radiações eletromagnéticas são formadas por um campo elétrico e um campo magnético perpendiculares entre si e à direção de propagação da radiação.

Assim, para cada ponto de uma porção do espaço atravessada por uma radiação eletromagnética, ambos os campos – elétrico e magnético – variam de forma senoidal (função seno).

A cor das estrelas muda conforme a elevação da temperatura da superfície.

Tipo de estrela, temperatura e principal constituinte		
Estrela	**T/K**	**Principal constituinte**
Vermelha	3 000	Óxido de titânio
Alaranjada	4 000	Metais
Amarela	6 000	Metais
Branco-amarelada	7 000	Cálcio
Branca	10 000	Hidrogênio
Branco-azulada	20 000	Hélio
Azulada	30 000	Partículas α

Fonte: <www.observatorio.ufmg.br/dicas01.htm>. Acesso em: 15 fev. 2013.

Albert Barr/Shutterstock/Glow Images

Estrelas azuladas: 30 000 K.

A teoria de Max Planck

A maior compreensão do espectro eletromagnético deixou os cientistas do final do século XIX propensos a adotar a teoria ondulatória para explicar a natureza da luz. Mas havia certas observações experimentais que essa teoria não conseguia explicar, como a cor da radiação emitida por certos objetos aquecidos.

Por exemplo, com o aquecimento progressivo, uma barra de ferro vai mudando de cor na sequência do espectro visível em que a frequência da radiação aumenta, ou seja, entre 800 °C e 900 °C, torna-se vermelha; entre 1 100 °C e 1 200 °C, torna-se alaranjada e ao atingir 1 400 °C torna-se branca. A temperaturas muito elevadas, o branco torna-se ligeiramente azulado.

Fenômenos relacionando o aquecimento e a cor de objetos e corpos celestes foram observados por muito tempo sem que tivessem uma explicação satisfatória. Por volta de 1900, o físico e matemático alemão Max Karl Ernest Ludwig Planck (1858-1947) admitiu que a energia não era contínua como se pensava:

> Os corpos aquecidos emitem radiação não sob a forma de ondas, mas sob a forma de pequenos "pacotes" de energia denominados ***quantum***, ou seja, a energia é descontínua.

Max Planck supôs que cada ***quantum*** equivalia a uma quantidade definida de energia, proporcional à frequência da radiação.

De acordo com a teoria dos *quanta* (o plural de *quantum* é *quanta*), a energia não se propaga como um fluxo contínuo, mas na forma de *quanta* ou "pacotes de energia". Atualmente, um *quantum* de energia radiante é denominado **fóton**.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

"Pacotes" ou *quanta* de energia

Alex Argozino/Arquivo da editora

A ilustração ao lado é apenas um modelo criado para ilustrar uma teoria que procura explicar os fenômenos observados na prática, ou seja, não possui existência física real.

Einstein utilizou a hipótese dos *quanta* de Planck para explicar a transmissão da radiação no vácuo e afirmou que a absorção de energia pelos corpos é feita de um *quantum* por vez.

Afinal, qual teoria devemos utilizar?

Temos duas teorias: a que diz que a luz é composta de ondas eletromagnéticas (teoria ondulatória) e a que diz que a luz é composta por minúsculas partículas de energia (teoria corpuscular), emitidas pelos corpos luminosos. Qual é a correta?

Tudo o que podemos afirmar é que a teoria ondulatória permite explicar certas observações experimentais, mas não todas elas.

A teoria corpuscular da luz explica outras observações.

Usadas separadamente, cada teoria é insuficiente; é preciso, portanto, usar as duas.

Devemos lembrar que foi possível demonstrar a natureza ondulatória da luz por um experimento, e sua natureza corpuscular por outro. Mas ainda não foi possível realizar um experimento que demonstre, ao mesmo tempo, essas duas características da luz.

De qualquer forma, não é porque ainda não podemos efetuar experimentos que demonstrem a **dualidade onda-partícula** da luz que deixaremos de considerá-la como tal.

Questões

3. Os aparelhos de televisão de tubo, ainda muito utilizados, são uma aplicação das ampolas de Crookes. A superfície interna do vídeo de um televisor desse tipo é recoberta por uma tinta fluorescente que tem a propriedade de emitir luminosidade ao absorver energia.

O tubo de imagem do televisor – na realidade uma ampola de Crookes modificada – possui um cátodo (negativo) capaz de atrair elétrons ordenadamente contra a superfície interna da tela, fornecendo energia à tinta fluorescente que emite então a luminosidade, formando a imagem. É consenso que não se deve assistir à televisão muito de perto, pois a radiação emitida pelo aparelho não é saudável.

Em parte, isso é verdade. A colisão de elétrons (raios catódicos) contra anteparos duros é o que dá origem aos chamados raios X. Raios X são ondas eletromagnéticas semelhantes à luz e que possuem um comprimento de onda entre 10^{-10} cm e 10^{-6} cm. Como a luminosidade de um televisor é formada pelo choque de elétrons na tinta fluorescente da tela (um anteparo duro), então um televisor emite raios X. Felizmente os raios X emitidos por um aparelho de televisão são praticamente inofensivos, pois possuem comprimento de onda longo, da ordem de 10^{-6} cm (são classificados como “moles”).

Os raios X de grande poder de penetração, usados em radiografias, e que podem causar sérios danos aos seres vivos, são os de comprimento de onda muito curto, da ordem de 10^{-10} cm (raios “duros”).

Explique o que caracteriza uma onda eletromagnética e no que diferem as diversas radiações do espectro.

4. Uma das faixas do espectro eletromagnético mais utilizadas é a de rádio e televisão. A transmissão do som pelo rádio, por exemplo, pode ocorrer por meio de uma variação na amplitude da onda (rádio AM = amplitude modulada) ou na frequência da onda (rádio FM = frequência modulada). Essa variação é levada até nosso rádio receptor, que a decodifica. Um processo idêntico ocorre em nossos aparelhos de televisão.

Em São Paulo, uma famosa emissora de televisão, por exemplo, usa uma banda (faixa) de ondas que vai de 76 MHz a 82 MHz (sendo 1 megahertz = 10^6 hertz). Esse intervalo é necessário para as transmissões separadas dos sinais de vídeo e de áudio. Sabendo que a velocidade (v) das radiações eletromagnéticas é igual a $3 \cdot 10^8$ m/s:

a) explique o que é uma amplitude de onda.

b) calcule a frequência (f) de uma rádio FM quando ela transmite com comprimento de onda (l) igual a 300 m. Dado: f = v/l.

c) calcule a faixa de comprimento de onda utilizada por essa emissora de televisão.

4 Espectros dos elementos

- *De onde vêm as luzes coloridas que os fogos de artifício emitem quando queimam?*
- *Você já ouviu dizer que o elemento hélio foi descoberto no Sol, muito antes de ser identificado aqui na Terra? Mas como os cientistas descobriram que existia hélio no Sol?*
- *Se os cientistas conseguem determinar os elementos químicos existentes em estrelas que estão a anos-luz da Terra, por que não fizeram o mesmo com a Lua ou com o planeta Marte?*

Vakhrushev Pavel/Shutterstock/Glow Images

A cor emitida pelos fogos de artifício depende dos íons existentes na composição das substâncias utilizadas ou formadas na combustão da pólvora.

Há muito tempo sabe-se que vários materiais podem emitir luz quando recebem energia. Esse é o princípio dos fogos de artifício, conhecidos pelos chineses desde a Antiguidade. A cor emitida pelos fogos de artifício depende dos íons existentes na composição das substâncias utilizadas ou formadas na combustão da pólvora, como mostra a tabela ao lado.

Substância	Íon	Cor da luz emitida
$Sr(NO_3)_2$ ou SrC_2O_4	Sr^{2+}	Vermelha
$CuC\ell_2$ ou $NH_4Cu(NO_3)_3$	Cu^{2+}	Azul (T↑) ou verde (T↓)
Na_2CO_3 ou $Na_3A\ell F_6$	Na^{1+}	Amarelo
$Ba(C\ell O_3)_2$ ou $Ba(NO_3)_2$	Ba^{2+}	Verde

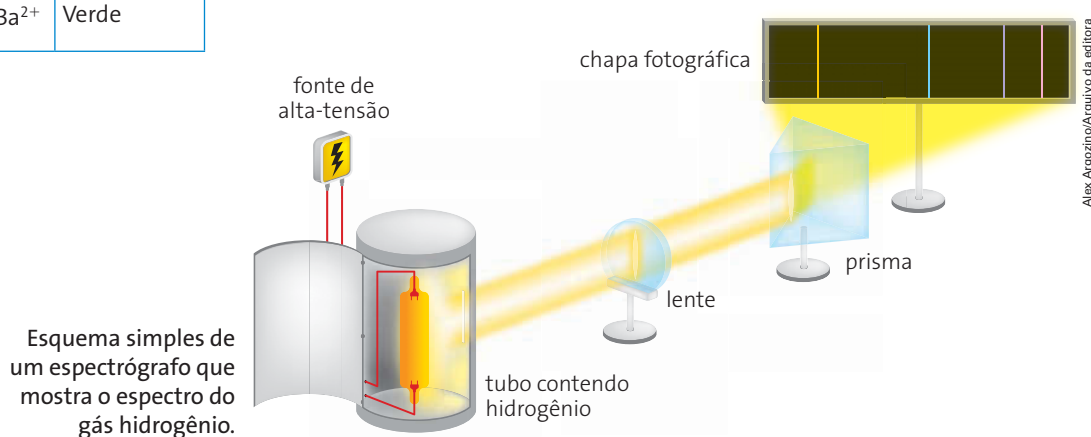
O que caracteriza a cor que observamos em uma substância é sua propriedade de absorver certos comprimentos de onda e refletir outros.

O físico alemão Joseph von Fraunhofer (1787-1826), inventou um aparelho capaz de identificar exatamente o tipo de luz emitida ou absorvida por determinado elemento ou substância.

Esse aparelho, o **espectroscópio**, possui uma escala graduada em frequências (ou comprimentos de onda) e uma luneta para observar o espectro obtido (diretamente ou projetado em um anteparo).

Se, em vez de uma luneta o espectroscópio possui uma chapa fotográfica para registrar os espectros, temos um **espectrógrafo**.

Alex Argozino/Arquivo da editora

Esquema simples de um espectrógrafo que mostra o espectro do gás hidrogênio.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

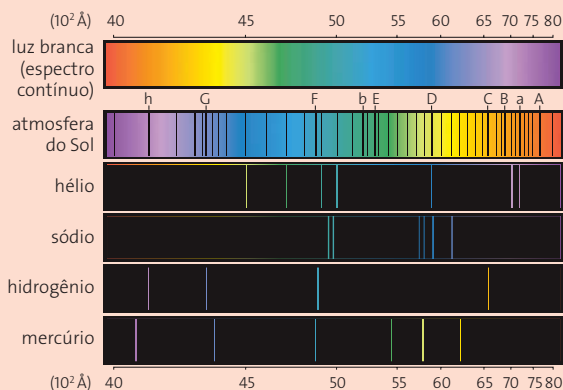
Nesse aparelho, o feixe de luz emitido pelo tubo que contém hidrogênio entra em uma fenda estreita e é focado por uma lente (ou conjunto de lentes). Em seguida, esse feixe atravessa um prisma. Nesse processo, toda a luz é refratada (desviada) pelo prisma, modificando seu ângulo de propagação. As diferentes frequências (ou cores) são desviadas segundo ângulos diferentes. O resultado que mostra a "composição da luz" emitida pelo elemento analisado, em diferentes frequências, é registrado na chapa fotográfica.

CURIOSIDADE

Os espectros e a luz das estrelas

Espectros de Emissão

Em 1815, utilizando seu espectroscópio, Fraunhofer descobriu que, ao passar por um prisma, a luz emitida por elementos incandescentes originava um espectro descontínuo (ou discreto, como dizem os astrônomos), caracterizado por linhas ou raias brilhantes de determinada cor em uma faixa escura.

Os espectros de emissão descontínuos de vários elementos correspondiam exatamente a determinadas linhas negras que ele observou sobrepostas ao espectro solar, como mostra a ilustração a seguir.

Espectros de emissão

Espectros de absorção

Fazendo-se passar uma luz branca contínua, através da luz amarela emitida pelo sódio, o resultado (após atravessar o prisma) é um espectro contínuo com as cores do arco-íris, contendo apenas as linhas negras na mesma posição em que se produzia o espectro de emissão do sódio, ou seja, o **sódio gasoso emite e absorve luz de mesma energia**.

Essa observação levou os cientistas a perceber que seria possível **determinar a composição química da atmosfera solar** verificando quais linhas do espectro dos elementos correspondiam às linhas negras do espectro solar. O Sol emite luz de todas as cores, mas essa luz passa pelos gases existentes em sua superfície e esses gases absorvem a luz do Sol exatamente nas cores que emitem. As linhas escuras de Fraunhofer são linhas de absorção de luz. Analisando-se essas linhas, é possível descobrir quais os elementos existentes no Sol.

Análise química das estrelas e a descoberta do hélio

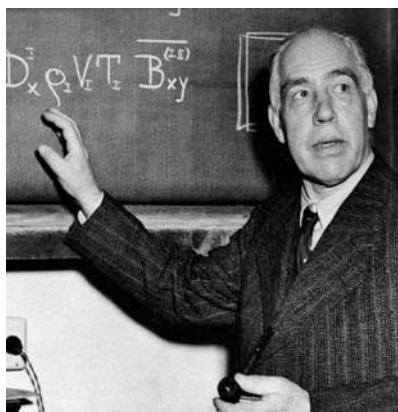
Outra descoberta importante feita por Fraunhofer foi que o conjunto de linhas negras do espectro solar era idêntico ao do espectro da luz da Lua ou dos planetas, mas diferente dos espectros das estrelas (cada estrela apresentava um espectro particular).

Sabemos que a luz da Lua ou dos planetas é apenas um reflexo da luz solar, ao passo que as estrelas emitem luz própria.

Assim, se o espectro da luz emitida por uma estrela distante for examinada por um astrofísico, ele obterá informações sobre os elementos e compostos químicos que fazem parte dessa estrela. Em outras palavras, o espectrógrafo pode fornecer a composição química de uma estrela.

Em outubro de 1868, o astrônomo inglês Joseph Norman Lockyer (1836-1920), notou que entre as linhas que ele observou havia uma amarela próxima ao espectro do sódio, mas não coincidente com o espectro de nenhum elemento conhecido. Lockyer concluiu então que o Sol devia ter um novo elemento, desconhecido na Terra, que denominou hélio (*hélios*, do grego 'Sol'). Essa descoberta foi recebida com desconfiança, até que em 1895 (27 anos depois) o químico escocês Sir William Ramsay (1852-1916) verificou que o hélio existia na Terra em associação com certos minerais, provando a importância fundamental da análise espectroscópica.

5 O modelo atômico de Bohr

Interfoto/Latinstock

Niels Bohr também estudou a estrutura dos átomos complexos, a natureza dos raios X, as variações periódicas das propriedades químicas dos elementos e a estrutura do núcleo atômico. Lutou muito contra o uso das armas nucleares, procurando, com seu prestígio, influenciar os políticos e os Estados Unidos nessa luta. Em 1957 recebeu o prêmio Átomos para a Paz.

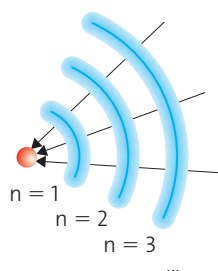
O fato de os elementos químicos apresentarem espectros na forma de linhas, **descontínuos**, forneceu uma pista importante para a compreensão da estrutura dos átomos.

Em 1913, o físico dinamarquês Niels Bohr (1885-1962), baseando-se no modelo de átomo de Rutherford, na teoria quântica da energia de Max Planck e nos espectros de linhas dos elementos (principalmente do hidrogênio), raciocinou que, se os átomos só emitem radiações de certos comprimentos de onda ou de certas frequências bem determinadas, e não de quaisquer valores, então os átomos só se apresentam em certos estados de energia bem determinados, que diferem uns dos outros por quantidades de energia múltiplas de um *quantum*.

Esse raciocínio levou Bohr a propor os seguintes postulados:

- O elétron move-se em órbitas circulares em torno de um núcleo atômico central. Para cada elétron de um átomo existe uma órbita específica, em que ele apresenta uma energia bem definida – um **nível de energia** – que não varia enquanto o elétron estiver nessa órbita.
- Os espectros dos elementos são descontínuos porque **os níveis de energia são quantizados**, ou seja, só são permitidas certas quantidades de energia para o elétron cujos valores são múltiplos inteiros do fóton (*quantum* de energia).

Só é permitido ao elétron ocupar níveis energéticos nos quais ele se apresenta com valores de energia múltiplos inteiros de um fóton.

Distância aumenta: energia aumenta, estabilidade diminui.

Distância diminui: energia diminui, estabilidade aumenta.

Representação esquemática do átomo de Bohr mostrando as variações de energia do elétron e do raio da órbita circular do elétron para cada valor de **n**.

Com base nesses postulados, Bohr determinou as energias possíveis para o elétron do hidrogênio, bem como o raio das órbitas circulares associadas a cada uma dessas energias.

Ele concluiu que o conjunto núcleo/elétron será mais estável (mais coeso) quanto mais próxima for a órbita permitida do elétron em relação ao núcleo. Assim, se atribuirmos a cada nível de energia **n** valores inteiros que vão de 1 até infinito, a energia do elétron que se move no nível n = 1 é menor que a energia do elétron que se move no nível n = 2, e assim por diante.

Seguindo esse raciocínio em relação ao átomo de hidrogênio, o estado de menor energia ou **estado fundamental** para o seu único elétron é aquele em que n = 1. Todas as demais energias permitidas (demais valores de n) representam estados menos estáveis, que chamamos de estados **ativados** ou **excitados**.

As conclusões mais importantes do trabalho de Bohr foram:

- O átomo está no seu **estado fundamental** (mais estável) quando todos os seus elétrons estiverem se movimentando em seus respectivos **níveis de menor energia**.
- Se um elétron no estado fundamental absorve um fóton (*quantum* de energia), ele "salta" para o nível de energia imediatamente superior e entra num estado ativado (logo, numa situação de instabilidade).

- Quando um elétron passa de um estado de energia elevada para um estado de energia menor, o elétron emite certa quantidade de energia radiante, sob forma de um fóton de comprimento de onda específico, relacionado com uma das linhas do espectro desse elemento.

O modelo atômico de Bohr explicava satisfatoriamente o átomo de hidrogênio, que possui apenas 1 elétron ao redor do núcleo, mas falhava ao explicar os átomos dos demais elementos.

O modelo atômico de Sommerfeld

Quando um átomo possui mais de um elétron, esses elétrons passam a interagir uns com os outros (pela repulsão elétrica, por exemplo).

Esse fato torna complexo determinar os níveis de energia em que os elétrons se movimentam e, também, o número de elétrons que podem se movimentar em cada nível de energia de modo a explicar corretamente o espectro de emissão dos elementos.

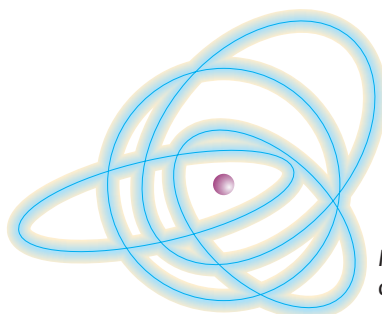
Um primeiro passo para esclarecer essa questão foi o uso de espectroscópios de melhor resolução (mais potentes). Isso permitiu observar que **as raias consideradas anteriormente constituídas por uma única linha eram, na realidade, um conjunto de linhas distintas muito próximas umas das outras**. Estava descoberta a chamada **estrutura fina** dos espectros de emissão.

O desdobramento das linhas do espectro indica que os níveis de energia (n) são constituídos por subníveis de energia (ℓ) bastante próximos uns dos outros.

O esquema ao lado mostra o desdobramento de níveis energéticos.

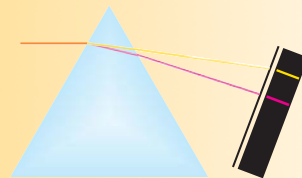
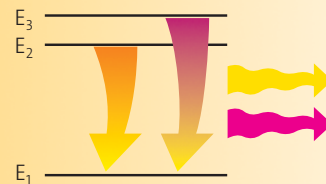
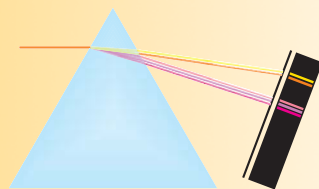
Para explicar essa multiplicidade das raias espectrais verificadas experimentalmente, em 1915 o físico alemão Arnold Sommerfeld (1868-1951) deduziu algumas equações matemáticas, que indicavam:

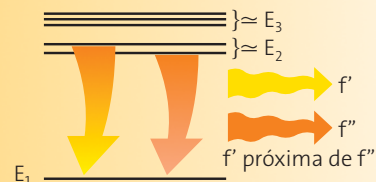
> Cada nível de energia n está dividido em n subníveis, correspondentes a uma órbita circular e a n − 1 órbitas elípticas de diferentes excentricidades. O núcleo do átomo ocupa um dos focos da elipse.

- O primeiro nível (n = 1) possui apenas uma órbita circular (possui 1 subnível);
- o segundo nível (n = 2) possui uma órbita circular e uma órbita elíptica (possui dois subníveis);
- o terceiro nível (n = 3) possui uma órbita circular e duas órbitas elípticas (possui três subníveis), e assim por diante.

Para o nível 4: 1 órbita circular e 3 órbitas elípticas. O núcleo do átomo ocupa um dos focos da elipse, cujo plano pode tomar uma orientação qualquer no espaço.

Modelo atômico de Sommerfeld

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Quando um elétron passa para um nível de energia mais elevado para, em seguida, retornar a um nível de energia mais baixo (diferente daquele em que o elétron estava no seu estado fundamental), há emissão de um fóton de comprimento de onda diferente daquele que o elétron emitiria se tivesse retornado ao nível correspondente ao seu estado fundamental.

Espectroscópios de baixa resolução revelaram a existência dos níveis de energia.

Ao passar para níveis de energia inferiores, o elétron emite radiação de frequência distinta.

Espectroscópios de alta resolução revelaram a existência dos subníveis.

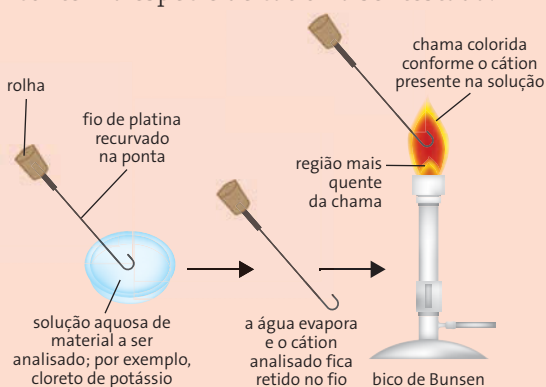
Subníveis de energia

Ao passar de subníveis de energia diferentes para níveis de energia inferiores, o elétron emite radiação de frequências próximas (f' e f'').

CURIOSIDADE

Teste da chama

O "teste da chama" é utilizado para identificar a presença de determinado cátion em uma solução, pela cor que a chama apresenta em contato com uma amostra dessa solução.

Para realizar esse teste, amarra-se um fio de platina ou níquel-crômio (materiais inertes) a uma haste de vidro ou madeira (materiais isolantes), de modo que se possa manipular o fio na chama sem queimar as mãos.

A outra ponta do fio de platina deve ser curva para reter uma película do líquido que contém a espécie de cátion a ser testada.

Levando-se a película do líquido retida no fio de platina à parte mais quente da chama de um bico de Bunsen, conforme mostra a ilustração, observa-se que a chama muda de cor de acordo com o cátion presente na solução.

E por que isso ocorre?

A chama tem três zonas distintas com temperaturas diferentes:

- zona oxidante (cerca de 1 540 °C);
- zona redutora (cerca de 530 °C); e
- zona neutra (cerca de 300 °C).

Bico de Bunsen

A energia fornecida pela chama na zona oxidante é suficiente para ativar os elétrons desses cátions, fazendo-os saltar para níveis mais energéticos. Ao ter seus elétrons ativados, esses cátions se movem em direção à zona redutora ou à zona neutra. Isso faz com que os elétrons voltem aos níveis de energia que ocupavam antes, devolvendo a energia recebida na zona oxidante, na forma de luz visível com determinado comprimento de onda (característico de determinada cor).

Teste da chama: potássio, K^{1+} (violeta); cobre, Cu^{2+} (verde); sódio, Na^{1+} (amarelo); cálcio, Ca^{2+} (laranja intenso); bário, Ba^{2+} (laranja claro); estrôncio, Sr^{2+} (vermelho). Você já reparou que ao escorrer água com sal (cloreto de sódio) de uma panela no fogão, a chama do gás fica amarela?

Questões

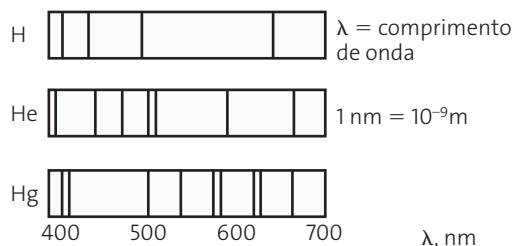
5. (Fumec-MG) O colorido dos fogos de artifício resulta da absorção ou da emissão de energia pelos elétrons. Ao absorverem energia, os elétrons saltam de uma órbita de energia mais baixa para outra mais elevada. Ao retornarem a órbitas de menor energia, emitem radiação eletromagnética – ou seja de determinada frequência. A cor (frequência) da luz emitida depende dos átomos cujos elétrons são excitados. É correto afirmar que esse fenômeno pode ser explicado, satisfatoriamente, pelo modelo atômico de:

X a) Bohr. b) Dalton. c) Rutherford. d) Thomson.

6. (UFMG) O teste de chama é uma técnica utilizada para a identificação de certos átomos ou íons presentes em substâncias. Nesse teste, um fio metálico é impregnado com a substância a ser analisada e, em seguida, é colocado numa chama pouco luminosa, que pode assumir a cor característica de algum elemento presente nessa substância. O quadro abaixo indica os resultados de testes de chama, realizados num laboratório, com quatro substâncias:

Substância	Cor da chama
$HC\ell$	Não se observa cor
$CaC\ell_2$	Vermelho-tijolo (ou alaranjado)
$SrC\ell_2$	Vermelho
$BaC\ell_2$	Verde-amarelado

1. Indique, em cada caso, o elemento responsável pela cor observada.
2. Utilizando um modelo atômico em que os elétrons estão em níveis quantizados de energia, explique como um átomo emite luz no teste de chama.

7. (Uece) Cada elemento químico apresenta um espectro característico, e não há dois espectros iguais. O espectro é o retrato interno do átomo e assim é usado para identificá-lo, conforme ilustração dos espectros dos átomos dos elementos hidrogênio, hélio e mercúrio.

Bohr utilizou o espectro de linhas para representar seu modelo atômico, assentado em postulados, cujo verdadeiro é:

a) ao mudar de órbita ou nível, o elétron emite ou absorve energia superior à diferença de energia entre as órbitas ou níveis onde ocorreu essa mudança.

X b) todo átomo possui um certo número de órbitas, com energia constante, chamadas estados estacionários, nos quais o elétron pode movimentar-se sem perder nem ganhar energia.

c) os elétrons descrevem, ao redor do núcleo, órbitas elípticas com energia variada.

d) o átomo é uma esfera positiva que, para tornar-se neutra, apresenta elétrons (partículas negativas) incrustados em sua superfície.

8. (Uece) Dissolva $NaC\ell$ em água. Em seguida, mergulhe um pedaço de madeira na solução, retire-o e deixe secar. Ao queimá-lo, aparece uma chama amarela. Esse fenômeno ocorre porque:

a) o calor transfere a energia aos elétrons dessa substância, fazendo com que eles se desloquem para níveis energéticos mais altos, emitindo luz.

b) o calor transfere energia aos elétrons dessa substância, fazendo com que eles se desloquem para níveis energéticos mais baixos, emitindo luz.

X c) o calor transfere energia aos elétrons dessa substância, fazendo com que eles se desloquem para níveis energéticos mais altos. Quando esses elétrons "excitados" voltam aos níveis energéticos inferiores, eles devolvem a energia absorvida sob forma de luz.

d) os elétrons, para não se deslocarem do seu nível energético, ao receberem calor, emitem luz.

9. (UFRGS-RS) Uma moda atual entre as crianças é colecionar figurinhas que brilham no escuro. Essas figuras apresentam em sua constituição a substância sulfeto de zinco. O fenômeno ocorre porque alguns elétrons que compõem os átomos dessa substância absorvem energia luminosa e saltam para níveis de energia mais externos. No escuro, esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberando energia luminosa e fazendo a figurinha brilhar. Essa característica pode ser explicada considerando o modelo atômico proposto por:

a) Dalton. c) Lavoisier. X e) Bohr.
b) Thomson. d) Rutherford.

10. As alternativas a seguir referem-se ao modelo atômico de Sommerfeld. Identifique qual delas é falsa.

a) Foi desenvolvido com base na observação de espectros de emissão de átomos mais complexos que o hidrogênio.

b) Cada nível de energia n possui n subníveis.

c) Cada nível n é constituído de uma órbita circular e (n – 1) órbitas elípticas de diferentes excentricidades.

X d) O núcleo do átomo também descreve uma trajetória determinada, ocupando em cada momento um dos focos da elipse descrita pelo movimento do elétron.

e) A energia mecânica total do elétron é determinada pela distância que o elétron se encontra do núcleo (potencial) e pelo tipo de órbita que ele descreve (cinética).

Exercícios de revisão

11.1 (Fatec-SP) Em 1808, John Dalton propôs um modelo atômico no qual os átomos seriam minúsculas esferas indestrutíveis. Átomos de diferentes elementos químicos teriam massas relativas diferentes, e átomos de um mesmo elemento químico teriam todos a mesma massa. Transformações químicas envolveriam rearranjos no modo como os átomos estão combinados.

Esse modelo, entretanto, teve de ser modificado para que fosse possível explicar:

a) o fato de que, em certos sistemas, um dos reagentes se esgota ("reagente limitante"), e o outro fica em excesso.
b) a conservação da massa total de um sistema fechado no qual ocorre transformação química.
c) o fato de que as substâncias reagem entre si obedecendo a proporções definidas ("lei de Proust").
X d) fenômenos elétricos, como a condução de corrente elétrica por uma solução aquosa salina, por exemplo.
e) o fato de que numa transformação química, a massa de um dado elemento químico é sempre a mesma.

11.2 (UFJF-MG) Associe as afirmações a seus respectivos responsáveis.

I. O átomo não é indivisível e a matéria possui propriedades elétricas (1897).
II. O átomo é uma esfera maciça (1808).
III. O átomo é formado por duas regiões denominadas núcleo e eletrosfera (1911).

a) I – Dalton, II – Rutherford e III – Thomson.
X b) I – Thomson, II – Dalton e III – Rutherford.
c) I – Dalton, II – Thomson e III – Rutherford.
d) I – Rutherford, II – Thomson e III – Dalton.
e) I – Thomson, II – Rutherford e III – Dalton.

11.3 (UFRGS-RS) O conhecimento sobre estrutura atômica evoluiu à medida que determinados fatos experimentais eram observados, gerando a necessidade de proposição de modelos atômicos com características que os explicassem.

Fatos observados

I. Investigações sobre a natureza elétrica da matéria e descargas elétricas em tubos de gases rarefeitos.
II. Determinação das leis ponderais das combinações químicas.
III. Análise dos espectros atômicos (emissão de luz com cores características para cada elemento).
IV. Estudos sobre radioatividade e dispersão de partículas alfa.

Características do modelo atômico

1. Átomos maciços, indivisíveis e indestrutíveis.
2. Átomos com núcleo denso e positivo, rodeados pelos elétrons negativos.
3. Átomos com uma esfera positiva onde estão distribuídas, uniformemente, as partículas negativas.
4. Átomos com elétrons, movimentando-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares – denominadas níveis – com valor determinado de energia.

A associação correta entre o fato observado e o modelo atômico proposto, a partir deste subsídio, é:

a) I – 3; II – 1; III – 2; IV – 4
b) I – 1; II – 2; III – 4; IV – 3
X c) I – 3; II – 1; III – 4; IV – 2
d) I – 4; II – 2; III – 1; IV – 3
e) I – 1; II – 3; III – 4; IV – 2

11.4 (UFMG) Os diversos modelos para o átomo diferem quanto às suas potencialidades para explicar fenômenos e resultados experimentais. Em todas as alternativas, o modelo atômico está corretamente associado a um resultado experimental que ele pode explicar, exceto em:

a) O modelo de Rutherford explica por que algumas partículas alfa não conseguem atravessar uma lâmina metálica fina e sofrem fortes desvios.
b) O modelo de Thomson explica por que a dissolução de cloreto de sódio em água produz uma solução que conduz eletricidade.
X c) O modelo de Dalton explica por que um gás, submetido a uma grande diferença de potencial elétrico, se torna condutor de eletricidade.
d) O modelo de Dalton explica por que a proporção em massa dos elementos de um composto é definida.

11.5 (Cefet-PR) Um dos grandes mistérios que a natureza propiciava à espécie humana era a luz. Durante dezenas de milhares de anos a nossa espécie só pôde contar com este ente misterioso por meio de fogueiras, queima de óleo em lamparinas, gordura animal, algumas resinas vegetais, etc. Somente a partir da Revolução Industrial é que se pôde contar com produtos como querosene, terebintina e outras substâncias. Mas, mesmo assim, a natureza da luz permanecia um grande mistério, ou seja, qual fenômeno físico ou químico gera luz. Somente a partir das primeiras décadas do século XX é que Ernest Rutherford e Niels Bohr propuseram uma explicação razoável sobre a emissão luminosa. Com base no texto, qual alternativa expõe o postulado de Bohr que esclarece a emissão luminosa?

a) Ao receber uma quantidade bem definida de energia, um elétron "salta" de um nível mais externo para um nível mais interno.
X b) Um elétron que ocupe um nível mais externo "pula" para nível mais interno, liberando uma quantidade bem definida de energia.
c) Quanto mais próximo do núcleo estiver um elétron mais energia ele pode emitir na forma de luz; quanto mais distante do núcleo estiver um elétron menos energia ele pode emitir.
d) Ao se mover em um nível de energia definida, um elétron libera energia na forma de luz visível.
e) Os elétrons movem-se em níveis bem definidos de energia, que são denominados níveis estacionários.

CAPÍTULO 12

Modelo básico do átomo

Saiu na Mídia!

A tutela ambiental referente à poluição eletromagnética

"É preciso compreender que ao se falar em energia está se falando em radiação. As radiações, ou seja, as energias podem ser ionizantes e não ionizantes.

A radiação ionizante é aquela que possui energia suficiente para ionizar átomos e moléculas. Essa ionização pode danificar as células do corpo humano, causando doenças graves como o câncer.

As radiações não ionizantes não possuem energia suficiente para ionizar a matéria; assim, não alteram a estrutura molecular, mas podem causar aumento de temperatura e agitação das moléculas. Os efeitos podem provocar a alteração e a deformação da estrutura molecular, sendo conhecidos como efeitos térmicos.

Quando se trata de radiação não ionizante, não se está afirmando que dessa radiação não advenham riscos. Um exemplo de fácil demonstração quanto ao risco da exposição à radiação em questão são as queimaduras graves que podem advir da exposição solar prolongada, como aquelas que podem atingir até o terceiro grau."

Disponível em: <www.unimep.br/phpg/bibdig/pdfs/docs/06072011_114142_danielascaranelloeliasdealmeida.pdf>. Acesso em: 8 set. 2012.

Você sabe explicar?

O que significa ionizar átomos e moléculas?

Paralelamente aos experimentos relacionados aos espectros e às teorias desenvolvidas para explicar o comportamento dos elétrons no átomo, os cientistas estavam investigando o núcleo atômico.

Em 1869, o químico russo Dmitri Ivanovitch Mendeleyev (1834-1907) havia organizado uma tabela de elementos químicos (uma precursora da tabela periódica atual) na qual os elementos estavam dispostos em ordem crescente de **massa atômica**.

Mendeleyev afirmava (com razão) que as propriedades dos elementos não eram aleatórias, ou seja, dependiam da estrutura do átomo, e sugeriu que essa variação ocorria com a massa atômica de um modo regular e/ou **periódico**.

Apesar de seu trabalho trazer uma luz sobre a variação das propriedades dos elementos, havia várias exceções à regra que eram difíceis de explicar.

1 Número atômico

Mendeleyev percebeu que essas exceções desapareciam quando certos pares de elementos deixavam de ficar dispostos pela ordem crescente de suas massas atômicas. Aos elementos assim dispostos na tabela foram atribuídos números de ordem, ou de posição, de 1 até 92. Esses números – que não cresciam necessariamente com as massas atômicas – foram chamados **números atômicos** e simbolizados por **Z**, porém não tinham nenhum outro significado que não fosse um simples número de ordem na tabela.

Em 1912, o holandês Antonius J. van den Broek (1870-1926) apresentou a hipótese de que esse número seria igual ao **número de cargas positivas do núcleo**, embora não lhe fosse ainda possível verificar experimentalmente essa hipótese. Isso ocorreu apenas em 1913, com o físico inglês Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915) que, trabalhando com espectros de raios X dos elementos, verificou que a raiz quadrada da frequência dos raios X (f) produzidos pela emissão do núcleo atômico de um elemento era diretamente proporcional ao número atômico (Z) desse elemento.

Moseley foi morto em combate na Primeira Guerra Mundial, aos 28 anos.

Essa observação, conhecida atualmente por lei de Moseley, levou-o a concluir que o número atômico representava muito mais que apenas um registro da posição dos elementos, provavelmente estaria relacionado às **propriedades dos átomos**.

Seguindo esse raciocínio, Moseley supôs que o número atômico (Z) devia representar o número de cargas positivas do núcleo de cada átomo, uma vez que, para um aumento unitário no valor de Z, havia um aumento na energia dos raios X.

Essa hipótese foi confirmada em 1920 pelo físico inglês Sir James Chadwick (1891-1974), que fazia parte da equipe de pesquisas de Rutherford, por meio de medidas das cargas nucleares de vários elementos químicos, através de experimentos com os raios canais.

Por definição, um átomo isolado é considerado elemento químico?
Sim, porque representa um "conjunto unitário de átomos com mesmo número atômico".

O número atômico Z é o número de cargas positivas (prótons) existentes no núcleo dos átomos.

O que diferencia um elemento químico de outro é o número de prótons presentes em seu núcleo. Daí o conceito de elemento químico:

Elemento químico é um conjunto de átomos com o mesmo número atômico.

2 Isótopos e nêutrons

Em 1913, o químico inglês Frederick Soddy (1877-1956) e o químico norte-americano Theodore William Richards (1868-1928) descobriram duas massas atômicas diferentes para o elemento chumbo. Quase ao mesmo tempo, Thomson descobriu massas atômicas diferentes para elemento neônio.

Apesar de terem massas atômicas diferentes, os átomos apresentavam as mesmas propriedades químicas, comprovando serem de um mesmo elemento. Apenas as propriedades físicas que se relacionavam com a massa eram diferentes.

Deu-se a esse fenômeno o nome **isotopia**, e aos átomos de um mesmo elemento químico que apresentavam massas atômicas diferentes chamou-se **isótopos** (do grego *iso*, 'mesmo', e *tópos*, 'lugar', em referência ao fato de ocuparem o mesmo lugar na tabela periódica).

O fenômeno da isotopia ficou sem explicação até 1932, quando novamente Chadwick solucionou a questão, descobrindo uma nova partícula nuclear, obtida como consequência do bombardeamento de berílio com partículas alfa.

$$\text{berílio} + \text{partícula } \alpha \longrightarrow \text{carbono} + \text{nêutron}$$

A partícula descoberta por Chadwick tinha massa praticamente igual à massa do próton (na verdade um pouco maior) e não tinha carga elétrica, sendo por essa razão denominada **nêutron**.

Os nêutrons explicam tanto a diferença de massas atômicas (e, consequentemente, a diferença nas propriedades físicas) dos isótopos, uma vez que as propriedades físicas dependem da massa, como também a igualdade no seu comportamento químico, já que isso é função das cargas elétricas existentes nos átomos.

Praticamente todos os elementos químicos possuem isótopos, naturais e/ou artificiais (obtidos pelo bombardeamento de núcleos atômicos com partículas aceleradas).

Átomos isótopos possuem o mesmo número de prótons e diferente número de nêutrons.

Os **isótopos naturais** de um elemento químico são encontrados em proporções praticamente constantes em qualquer amostra desse elemento na natureza.

Os isótopos de determinado elemento possuem propriedades químicas iguais, mas as propriedades físicas relacionadas à massa (como a densidade) são diferentes, assim como as propriedades nucleares.

O estanho, por exemplo, é o elemento que apresenta o maior número de isótopos naturais (dez): nenhum é radioativo. Os números de massa desses isótopos são 112, 114, 115, 116, 117, 118, 119, 120, 122, 124. Os isótopos mais comuns são os de massa 116, 118 e 120.

Os isótopos do elemento químico hidrogênio são os únicos que possuem nomes próprios, os demais são diferenciados pelo número de nêutrons e, portanto, pela massa.

- $^{1}_{1}H$: prótio ou hidrogênio comum.
- ^{2}H: deutério ou hidrogênio pesado.
- ^{3}H: trítio ou hidrogênio superpesado.

3 Estrutura atômica básica

O modelo atômico básico (ilustrado abaixo), suficiente para explicar os fenômenos químicos e físicos que estudaremos, considera o átomo dividido em duas regiões distintas denominadas núcleo e eletrosfera.

Nesse modelo, o núcleo, que é a região central do átomo, contém dois tipos de partículas, os prótons e os nêutrons; e a eletrosfera, que é a região periférica ao redor do núcleo, contém apenas os elétrons.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

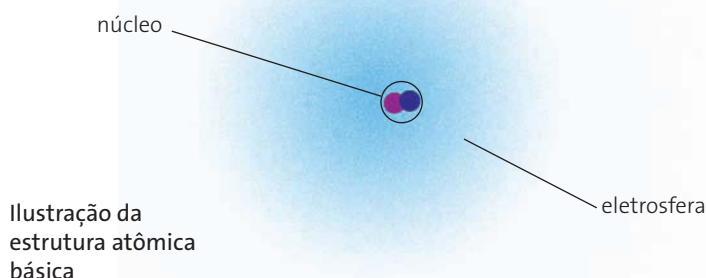



Ilustração da estrutura atômica básica

Características das partículas

As partículas do átomo, prótons, nêutrons e elétrons, possuem massas e cargas elétricas aproximadas, descritas na tabela a seguir:

Partículas fundamentais			
Partícula	**Próton** (p)	**Nêutron** (n)	**Elétron** (e^-)
Massa/kg	$1{,}673 \cdot 10^{-27}$	$1{,}675 \cdot 10^{-27}$	$9{,}110 \cdot 10^{-31}$
Massa/u (repouso)	1,00728	1,00866	$5{,}48579 \cdot 10^{-4}$
Massa relativa	1	$\simeq 1$	$\simeq 0$
Carga/C (coulomb)	$+1{,}602 \cdot 10^{-19}$	0	$-1{,}602 \cdot 10^{-19}$
Carga relativa (uec)	+1	0	–1

$1\ u \Leftrightarrow 1{,}660566 \cdot 10^{-27}$ kg
1 uec é a sigla que equivale a uma unidade elementar de carga elétrica.

Para o estudo dos fenômenos químicos, é mais comum trabalharmos com os valores relativos de massa e carga elétrica. Esses valores foram estabelecidos tomando-se o próton como padrão.

Para o estudo dos fenômenos químicos, é mais comum trabalharmos com os valores relativos de massa e carga elétrica. Esses valores foram estabelecidos tomando-se o próton como padrão.

Dimensões do núcleo

- O diâmetro do núcleo de um átomo varia conforme o número de partículas, prótons e nêutrons que ele possui, porém, em média, podemos dizer que o núcleo atômico tem um diâmetro em torno de 10^{-14} m e 10^{-15} m (10^{-5} nm e 10^{-6} nm). Como a massa de um próton e de um nêutron é aproximadamente 1836 vezes maior que a massa de um elétron, concluímos que a massa do átomo se concentra basicamente em seu núcleo.

O núcleo localiza-se no centro do átomo e é uma região compacta, maciça e muito densa, embora não seja indivisível.

Dimensões da eletrosfera

- O diâmetro da eletrosfera também varia conforme o número de elétrons que o átomo possui e o estado de energia desses elétrons (fundamental ou ativado), porém, em média, o diâmetro da eletrosfera de um átomo fica em torno de 10^{-10} m (10^{-1} nm).

Comparando os diâmetros do núcleo e da eletrosfera do átomo, obtemos a seguinte relação:

$$\frac{\text{diâmetro da eletrosfera}}{\text{diâmetro do núcleo}} = \frac{10^{-1}}{10^{-5}} \text{ até } \frac{10^{-1}}{10^{-6}}$$

Conclusão: a eletrosfera é entre 10 mil vezes e 100 mil vezes maior que o núcleo. Como a massa dos elétrons é desprezível em relação à massa dos prótons e dos nêutrons, concluímos que a eletrosfera é uma região muito rarefeita.

A eletrosfera é uma região imensa em relação ao núcleo e de densidade muito baixa (rarefeita); isso significa que a maior parte do átomo é um grande vazio.

Para termos uma ideia mais exata do que esses valores significam, podemos convertê-los em unidades com as quais estamos mais acostumados. Assim, se o núcleo do átomo tivesse o diâmetro de 1 centímetro, por exemplo, a eletrosfera teria um diâmetro entre 100 metros e 1 quilômetro.

Número de massa

Como praticamente toda a massa do átomo está no núcleo, o número de partículas nucleares (soma dos prótons e dos nêutrons) é denominado **número de massa**, cujo símbolo é a letra **A**.

$$A = p + n \quad \text{ou} \quad A = Z + n$$

Tabela de conversões de medidas (SI)

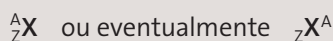
Unidade SI	Símbolo	Em metros
Terametro	Tm	10^{12} m
Gigametro	Gm	10^{9} m
Megametro	Mm	10^{6} m
Quilômetro	km	10^{3} m
Hectômetro	hm	10^{2} m
Decâmetro	dam	10^{1} m
Decímetro	dm	10^{-1} m
Centímetro	cm	10^{-2} m
Milímetro	mm	10^{-3} m
Micrômetro	µm	10^{-6} m
Nanômetro	nm	10^{-9} m
Picômetro	pm	10^{-12} m

O número de massa (A) **não é uma massa**, é apenas um número que indica a quantidade de partículas do átomo cuja massa é relevante.

O número de massa (A) é um número inteiro que indica o total de partículas (prótons + nêutrons) do núcleo de um átomo.

Por convenção, indicamos o número atômico (Z) do elemento subscrito à esquerda do símbolo e o número de massa (A), sobrescrito à esquerda (ou eventualmente à direita) do símbolo.

Dado um elemento genérico de símbolo X:

$${}^{A}_{Z}\mathbf{X} \quad \text{ou eventualmente} \quad {}_{Z}\mathbf{X}^{A}$$

O conceito de **número de massa** é totalmente distinto do conceito de **massa do átomo**. A massa do átomo deveria ser, em princípio, a soma das massas das partículas que constituem o átomo, mas isso não é verdadeiro.

O que se verifica na prática é que **a massa do átomo é sempre menor que a soma das massas isoladas das partículas** que ele possui.

massa de prótons + massa de nêutrons > massa do átomo

↓

perda de massa na forma de energia

Isso acontece porque, quando prótons e nêutrons se reúnem para formar um núcleo, ocorre uma perda de massa que é transformada em energia. Essa energia é então utilizada para manter juntos os chamados **núcleons** (prótons e nêutrons).

Por exemplo, o núcleo de um átomo do elemento químico hélio contém 2 prótons e 2 nêutrons. Como a massa de um próton é 1,00728 u, e a de um nêutron é 1,00866 u, deveríamos esperar que a massa do núcleo de hélio fosse $2 \cdot (1{,}00728) + 2 \cdot (1{,}00866) = 4{,}03188$ u.

Porém, a massa do núcleo de hélio, observada experimentalmente, é igual a 4,002 u. A diferença de massa (0,02988 u) é transformada em energia durante a formação de um núcleo de hélio e é utilizada para manter coesos os 2 prótons e os 2 nêutrons.

Com a equação de Einstein, $E = m \cdot c^2$, (c = velocidade da luz no vácuo: $\simeq 3 \cdot 10^8\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$), calcula-se a energia que equivale à massa de 0,02988 u.

Conversão da unidade de massa de u em kg:

$$\begin{array}{l} 1\ \text{u} \text{ ——— } 1{,}66 \cdot 10^{-27}\ \text{kg} \\ 0{,}02988\ \text{u} \text{ ——— } x \end{array} \Rightarrow x = 4{,}96 \cdot 10^{-29}\ \text{kg}$$

Cálculo da energia: $E = m \cdot c^2$

$E = 4{,}96 \cdot 10^{-29} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 \Rightarrow E = 4{,}46 \cdot 10^{-12}$ J por átomo de hélio.

Isso explica, de certo modo, a estabilidade do núcleo dos átomos que possuem partículas positivas coexistindo em regiões com cerca de 10^{-5} nm de diâmetro, sem se repelirem violentamente.

A antimatéria

O físico inglês Paul Adrien Maurice Dirac (1902-1984), que recebeu o prêmio Nobel de Física juntamente com Erwin Schrödinger em 1933, sugeriu, com trabalhos puramente teóricos, que as partículas do átomo deveriam ter uma "imagem contrária", ou seja, uma antipartícula. Algum tempo depois isso foi constatado na prática. Todas as partículas do átomo têm sua correspondente antipartícula. Antipartículas formam antiátomos, que, por sua vez, formam a antimatéria. A criação de antimatéria na Terra é muito difícil, pois, quando matéria e antimatéria se chocam, há extinção de ambas e aparecimento de energia na forma de radiação γ (gama). Por meio de isolamento, com campos magnéticos, o CERN (*Conseil Européen pour la Recherche Nucléaire* ou Conselho Europeu para Pesquisa Nuclear), em Genebra, na Suíça, conseguiu preparar o anti-hidrogênio, constituído de um antipróton (próton com carga negativa) no núcleo, e um antielétron (elétron com carga positiva) na eletrosfera. A antimatéria pode vir a ser uma fonte imensurável de energia para o futuro. Cálculos teóricos indicam que a energia liberada por 35 mg de antimatéria é suficiente para colocar em órbita um ônibus espacial do tamanho da Challenger, que usa como combustível 2 mil toneladas de hidrogênio líquido.

Massa atômica

A **massa atômica** oficial de cada elemento químico (relacionada na tabela periódica na página 9) é a média ponderada das massas atômicas dos isótopos naturais do elemento, multiplicada pela abundância (% em massa) de cada isótopo. Por exemplo: o elemento químico magnésio, Mg, cujo número atômico Z é igual a 12, possui três isótopos naturais, relacionados na tabela a seguir:

Isótopos	Massa atômica (u)	% em massa
$^{24}_{12}Mg$	23,9850423	$^{24}_{12}Mg = (78,99 +/- 0,04)\ \%$
$^{25}_{12}Mg$	24,9858374	$^{25}_{12}Mg = (10,00 +/- 0,01)\ \%$
$^{26}_{12}Mg$	25,98259370	$^{26}_{12}Mg = (11,01 +/- 0,03)\ \%$

A rigor, a massa atômica de cada isótopo isoladamente não é um número inteiro por causa da massa das partículas do núcleo que se transforma em energia para manter os núcleons coesos.

Entretanto, atribui-se comumente aos isótopos de um elemento químico um valor de massa atômica (medida na unidade u) igual ao seu número de massa (A).

Para facilitar os cálculos, arredondam-se os valores acima, fornecidos pela Iupac, para os seguintes:

Isótopos	Massa atômica (u)	% em massa
$^{24}_{12}Mg$	24	79%
$^{25}_{12}Mg$	25	10%
$^{26}_{12}Mg$	26	11%

A massa atômica oficial do elemento químico magnésio será:

$$\frac{24\ u \cdot 79\% + 25\ u \cdot 10\% + 26\ u \cdot 11\%}{100\%} = 24,32\ u$$

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (UFPA) Os isótopos do hidrogênio receberam os nomes de prótio, $^{1}_{1}H$, deutério, $^{2}_{1}H$ e trítio, $^{3}_{1}H$. Nesses átomos os números de nêutrons são, respectivamente, iguais a:

X a) 0, 1 e 2.
b) 1, 1 e 1.
c) 1, 1 e 2.
d) 1, 2 e 3.
e) 2, 3 e 4.

2. Sobre as dimensões do átomo, a massa e a carga das partículas fundamentais, responda:

a) Se um átomo tivesse o diâmetro da Terra (≃12 740 quilômetros), qual seria aproximadamente o valor do diâmetro do seu núcleo?
b) Um átomo de carbono possui em seu núcleo 6 prótons e 6 nêutrons, e sua eletrosfera contém 6 elétrons. Calcule aproximadamente quantas vezes a massa do núcleo de carbono é maior que a massa da sua eletrosfera.
c) Por que todo átomo é eletricamente neutro?

3. Forneça o nome e os valores que substituem corretamente as letras de **a** até **o** na tabela a seguir:

Elemento	Símbolo	A	Z	p	n	e
Argônio	Ar	**a**	18	**b**	22	**c**
Potássio	**d**	39	**e**	**f**	20	**g**
h	Ca	**i**	**j**	**k**	20	20
Escândio	**l**	43	21	**m**	**n**	**o**

4 A elestrosfera

O próton e o elétron possuem cargas elétricas de mesma intensidade e sinais opostos, por isso elas se anulam mutuamente.

Todo átomo possui o mesmo número de prótons e de elétrons, portanto todo átomo é eletricamente neutro.

As substâncias que se formam a partir de um grupo de átomos de elementos químicos iguais ou diferentes também possuem equilíbrio de carga elétrica, isto é, são eletricamente neutras. Quando um átomo, ou um grupo de átomos, perde a neutralidade elétrica, passa a ser denominado **íon**.

O que significa ionizar átomos e moléculas?

Sabemos que o número de prótons não varia para átomos de mesmo elemento químico, tanto que o número dessas partículas identifica o elemento (é o seu número atômico).

Para que um átomo, ou grupo de átomos, se transforme em um íon, é preciso que o número de elétrons varie.

O íon é formado quando um átomo, ou um grupo de átomos, ganha ou perde elétrons.

Os íons são classificados quanto ao número de átomos de que são formados e quanto à carga elétrica, como veremos a seguir.

Íons simples

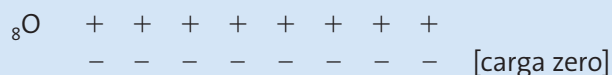
Os **íons simples** são formados por átomos de um único elemento químico.

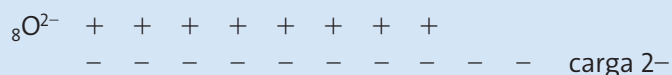
A representação dos íons é feita pelo símbolo do elemento químico que o originou e pelo valor de sua carga.

Ânions simples

Quando um átomo ganha elétrons e fica com excesso de carga negativa, ele se torna um íon negativo, ou seja, um **ânion** simples.

Por exemplo, um átomo de oxigênio possui 8 prótons (8 cargas positivas) e 8 elétrons (8 cargas negativas), portanto é neutro:

$_{8}O$ + + + + + + + +
– – – – – – – – [carga zero]

Se o átomo de oxigênio ganhar 2 elétrons, ficará com excesso de 2 cargas negativas e se tornará um ânion bivalente.

$_{8}O^{2-}$ + + + + + + + +
– – – – – – – – – – carga 2–

Por convenção, a carga elétrica é sobrescrita à direita do símbolo. O número que indica a quantidade de carga é escrito antes do sinal.

Veja na tabela a seguir outros exemplos de ânions simples:

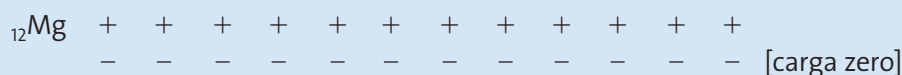
Valência do ânion	Exemplo(s)	Elétrons ganhos
Monovalente	F^{1-}, $C\ell^{1-}$, Br^{1-}	1 elétron
Bivalente	O^{2-}, S^{2-}	2 elétrons
Trivalente	N^{3-}, P^{3-}	3 elétrons
Tetravalente	C^{4-}	4 elétrons

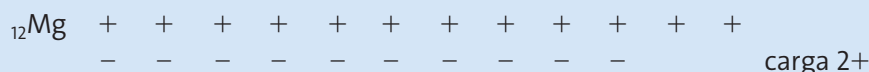
Podemos dizer, de um modo geral, que **valência** é o número de elétrons que os átomos de um elemento ganham ou perdem para formar uma substância estável.

Cátions simples

Quando um átomo perde elétrons e fica com falta de carga negativa, ele se torna um íon simples positivo, ou seja, um **cátion** simples.

Por exemplo, um átomo de magnésio possui 12 prótons (12 cargas positivas) e 12 elétrons (12 cargas negativas), portanto é neutro:

$_{12}Mg$ + + + + + + + + + + + +
− − − − − − − − − − − − [carga zero]

Se o átomo de magnésio perder 2 elétrons, ficará com falta de 2 cargas negativas e se tornará um cátion bivalente.

$_{12}Mg$ + + + + + + + + + + + +
− − − − − − − − − − carga 2+

Veja na tabela a seguir outros exemplos de cátions simples:

Valência do cátion	Exemplo(s)	Elétrons perdidos
Monovalente	Na^{1+}, K^{1+}, Ag^{1+}	1 elétron
Bivalente	Ca^{2+}, Sr^{2+}, Zn^{2+}	2 elétrons
Trivalente	$A\ell^{3+}$, Fe^{3+}, Ni^{3+}	3 elétrons
Tetravalente	Pb^{4+}, Sn^{4+}, Mn^{4+}	4 elétrons

A explicação para o fato de determinados elementos químicos ganharem elétrons (como o oxigênio) e outros perderem elétrons (como o magnésio) se deve a certas propriedades características de cada elemento, que serão estudadas detalhadamente mais adiante.

Íons compostos

Os **íons compostos** são formados por um grupo de átomos de elementos químicos diferentes que, juntos, ganharam ou perderam um ou mais elétrons.

Ânions compostos

Quando um grupo de átomos adquire um ou mais elétrons, forma-se um íon composto negativo, ou um ânion composto.

Exemplos:

- Quando um grupo formado por um átomo de enxofre e quatro átomos de oxigênio apresenta dois elétrons em excesso, temos o ânion sulfato, SO_4^{2-} (ânion composto bivalente).
- Quando um grupo formado por dois átomos de fósforo e sete átomos de oxigênio apresenta quatro elétrons em excesso, temos o ânion pirofosfato, $P_2O_7^{4-}$ (ânion composto tetravalente).

Cátions compostos

Quando um grupo de átomos perde um ou mais elétrons, forma-se um íon composto positivo, ou um cátion composto.

Exemplos:

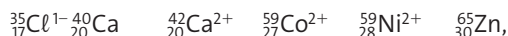
- Quando um grupo formado por um átomo de nitrogênio e quatro átomos de hidrogênio apresenta deficiência de um elétron, temos o cátion amônio, NH_4^{1+} (cátion composto monovalente).
- Quando um grupo formado por três átomos de hidrogênio e um átomo de oxigênio apresenta deficiência de um elétron, temos o cátion hidrônio, H_3O^{1+} (cátion composto monovalente).

Questões

4. Indique os valores que substituem as letras na tabela a seguir:

Partícula	A	Z	p	n	e−
Ag	**a**	47	**b**	61	**c**
As^{3-}	75	**d**	**e**	**f**	36
Zn^{2+}	65	30	**g**	**h**	**i**
S^{2-}	**j**	**k**	**l**	16	18
Cr	52	24	**m**	**n**	**o**
$A\ell^{3+}$	27	**p**	**q**	**r**	10

5. (FURRN) Considerando as espécies químicas:

$^{35}_{17}C\ell^{1-}$ $^{40}_{20}Ca$ $^{42}_{20}Ca^{2+}$ $^{59}_{27}Co^{2+}$ $^{59}_{28}Ni^{2+}$ $^{65}_{30}Zn$,

podemos afirmar que as espécies que apresentam o mesmo número de elétrons são:

a) Ca e Ca^{2+}
b) Ni^{2+} e Zn
X c) $C\ell^{1-}$ e Ca^{2+}
d) Ni^{2+} e Co^{2+}
e) Co^{2+} e Zn

6. (UFC-CE) Para o ânion $^{32}_{16}S^{2-}$, podemos afirmar que o número de prótons e de elétrons, respectivamente, é:

X a) 16 e 18 b) 18 e 16 c) 16 e 16 d) 16 e 14

7. (UCS-RS) Os elétrons de muitos íons metálicos são responsáveis pela cor de alguns compostos inorgânicos conhecidos popularmente como pedras preciosas. O vermelho do rubi deve-se à substituição de alguns átomos de alumínio por íons crômio trivalente, $_{24}Cr^{3+}$. Já no caso da esmeralda, constituída principalmente de silicato e berílio, a cor verde que lhe é característica deve-se à substituição de alguns átomos de berílio por cromo trivalente. O crômio trivalente apresenta:

X a) 21 elétrons e 24 prótons.
b) 24 elétrons e 21 prótons.
c) número atômico igual a 21.
d) número de nêutrons igual a 31.
e) 21 elétrons e 31 nêutrons.

8. (Ufscar-SP) Um modelo relativamente simples para o átomo o descreve como sendo constituído por um núcleo contendo prótons e nêutrons, e elétrons girando ao redor do núcleo. Um dos isótopos do elemento ferro é representado pelo símbolo $^{56}_{26}Fe$. Em alguns compostos, como a hemoglobina do sangue, o ferro encontra-se no estado de oxidação 2+ (Fe^{2+}). Considerando-se somente o isótopo mencionado, é correto afirmar que no íon Fe^{2+}:

a) o número de nêutrons é 56, o de prótons é 26 e o de elétrons é 24.
X b) o número de nêutrons + prótons é 56 e o número de elétrons é 24.
c) o número de nêutrons + prótons é 56 e o número de elétrons é 26.
d) o número de prótons é 26 e o número de elétrons é 56.
e) o número de nêutrons + prótons + elétrons é 56 e o número de prótons é 28.

5 Distribuição eletrônica

Os fenôme nos físicos e químicos conhecidos mostram geralmente que, quanto menor a energia de um sistema, maior a sua estabilidade.

Um átomo no **estado fundamental** possui todos os seus elétrons num estado de **mínima energia** possível (mais estável), e a energia total de cada elétron está relacionada a suas energias potencial e cinética.

- A **energia potencial** de um elétron na eletrosfera de um átomo é dada tomando-se o núcleo como referencial e é fornecida por um número inteiro n que varia de 1 a infinito e indica o nível de energia ocupado pelo elétron (modelo atômico de Bohr). O **número n** indica o nível de energia (potencial) do elétron. Para os elementos conhecidos (de número atômico até 112) no estado fundamental, n varia de 1 até 7.
- A **energia cinética** de um elétron está relacionada ao seu movimento na eletrosfera e é fornecida por um número inteiro ℓ que varia, para cada valor de n, de 0 até (n – 1), (modelo atômico de Sommerfeld).

Valores de n (energia potencial)	**1**	**2**	**3**	**4**	**...**
Letras que representam n	K	L	M	N	...
Valores de ℓ (energia cinética)	0	0, 1	0, 1, 2	0, 1, 2, 3	...
Letras que representam ℓ	s	s, p	s, p, d	s, p, d, f	...

O número máximo de elétrons de um átomo que podem ter a mesma energia potencial (mesmo n) é calculado pela equação de Rydberg (cuja dedução depende de conhecimentos do Ensino Superior):

Número máximo de elétrons com mesmo n $= 2 \cdot n^2$

Fazendo o cálculo para cada nível de energia **n**, temos:

Valores de n	1	2	3	4	5	6	7
Número máximo de elétrons	2	8	18	32	50	72	98

Pela lógica deduzimos o número máximo de elétrons que pode apresentar a mesma energia cinética (mesmo valor de ℓ). Veja a tabela:

Nível de energia n	**Número máximo de elétrons no nível**	**Subnível (is) de energia ℓ**	**Representado pela letra**	**Número máximo de elétrons no subnível**
n = 1	2 elétrons	$\ell = 0$	s	s = 2
n = 2	8 elétrons	$\ell = 0, \ell = 1$	s, p	s= 2, p = 6
n = 3	18 elétrons	$\ell = 0, \ell = 1, \ell = 2$	s, p, d	s = 2, p = 6, d = 10
n = 4	32 elétrons	$\ell = 0, \ell = 1, \ell = 2, \ell = 3$	s, p, d, f	s = 2, p = 6, d = 10, f = 14

Cálculo da energia no subnível

Com base em um estudo mais detalhado da energia dos elétrons de um átomo, o cientista alemão Madelung* desenvolveu empiricamente um diagrama de energia (que pode ser deduzido pela Mecânica quântica) apoiado nos seguintes critérios:

*O artigo "Theoretical Justification of Madelung's rule" (disponível em: <http://jchemed.chem.wisc.edu/journal/issues/1979/Nov/index.html>, acesso em: 15 fev. 2013) mostra a base teórica das regras utilizadas no desenvolvimento do diagrama de energia.

- Possui maior energia o elétron que apresentar a maior soma $n + \ell$. Por exemplo: entre dois elétrons que apresentam um estado energético definido respectivamente pelos conjuntos de nível e subnível, 3d e 4s, qual apresenta a maior energia? Vejamos:

  elétron em 3d $\begin{cases} n = 3 \text{ (nível)} \\ \ell = 2 \text{ (subnível)} \end{cases}$ ou elétron em 4s $\begin{cases} n = 4 \text{ (nível)} \\ \ell = 0 \text{ (subnível)} \end{cases}$

  $n + \ell = 3 + 2 \Rightarrow n + \ell = 5$ $\quad n + \ell = 4 + 0 \Rightarrow n + \ell = 4$

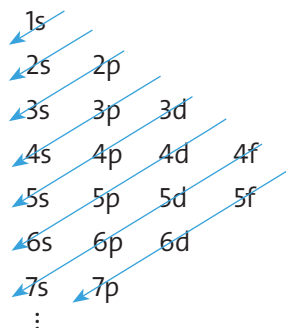
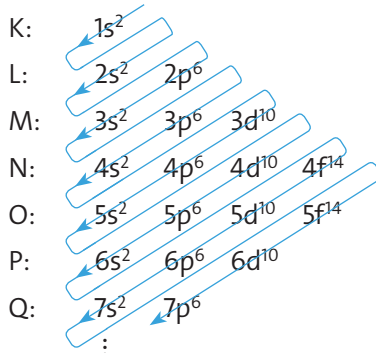
  Concluímos que o elétron em 3d ($n + \ell = 5$) encontra-se num estado de maior energia que o elétron em 4s ($n + \ell = 4$).

- Entre dois elétrons que possuem igual soma ($n + \ell$), terá maior energia o elétron que apresentar maior valor de **n**.

  elétron em 5p $\begin{cases} n = 5 \text{ (nível)} \\ \ell = 1 \text{ (subnível)} \end{cases}$ ou elétron em 6s $\begin{cases} n = 6 \text{ (nível)} \\ \ell = 0 \text{ (subnível)} \end{cases}$

  $n + \ell = 5 + 1 \Rightarrow n + \ell = 6$ $\quad n + \ell = 6 + 0 \Rightarrow n + \ell = 6$

- Concluímos que o elétron em 6s encontra-se num estado de maior energia que o elétron em 5p, pois está mais afastado do núcleo.

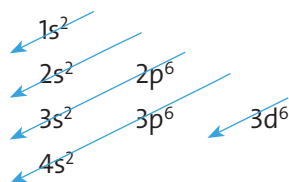
O aumento de energia é indicado no diagrama pelas setas paralelas a partir da primeira diagonal. Para os elétrons dos elementos químicos conhecidos, o diagrama de energia terá o seguinte aspecto:

Fazendo a distribuição dos elétrons neste diagrama para o elemento de Z = 112, ^{112}Cn, respeitando o número máximo de elétrons que apresentam mesma energia potencial e cinética, temos:

Elétrons mais energéticos e de valência

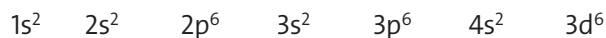
A "distribuição de elétrons" no átomo deve ser feita necessariamente em **ordem de energia**, que é indicada pelas setas no diagrama. A distribuição eletrônica em ordem energética termina com os **elétrons mais energéticos** do átomo no estado fundamental, aqueles que possuem a maior energia potencial e cinética (que não são necessariamente os mais externos do átomo).

Uma vez distribuídos, porém, esses elétrons ficam dispostos uns em relação aos outros em determinada **ordem geométrica**, que é indicada apenas pela ordem de energia potencial, ou seja, pelo valor de **n**, e termina com os **elétrons mais externos** do átomo.

O **nível de energia mais externo** de um átomo no estado fundamental é denominado **camada de valência**. A camada de valência é ocupada pelos **elétrons de valência**.

Observe os exemplos a seguir com os elementos ferro e bromo.

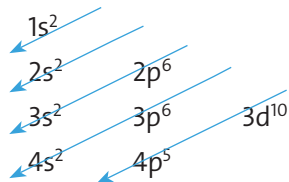
- Distribuição eletrônica do átomo de ferro (Z = 26) no diagrama de energia: $^{56}_{26}Fe$: Z = 26 ∴ e^- = 26.

Escrevendo a distribuição eletrônica por extenso em ordem crescente de energia (ordem das diagonais), temos:

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^6$

Os elétrons **mais energéticos** do átomo de ferro no estado fundamental são os que possuem o estado de energia: **$3d^6$**.

Escrevendo a distribuição por extenso em **ordem geométrica** (ordem crescente de **n**, como vemos a seguir), temos:

$1s^2$ / $2s^2$ $2p^6$ / $3s^2$ $3p^6$ $3d^6$ / $4s^2$

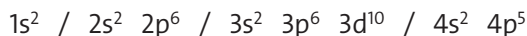
A camada de valência (a última camada), observada após o preenchimento dos elétrons em ordem geométrica, contém os **elétrons mais externos**, que são os **elétrons de valência**: **$4s^2$**. Logo, o átomo de ferro possui 2 elétrons de valência no nível 4, no estado fundamental.

- Distribuição eletrônica do átomo de bromo (Z = 35) no diagrama de energia: $^{80}_{35}Br$: Z = 35 ∴ e^- = 35.

Escrevendo a distribuição eletrônica do bromo por extenso em ordem crescente de energia (ordem indicada pelas setas), temos:

$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^5$

Os elétrons **mais energéticos** do átomo de bromo no estado fundamental são os que possuem o estado de energia: **$4p^5$**.

Escrevendo a distribuição eletrônica do bromo por extenso em **ordem geométrica**, isto é, em ordem crescente de **n**, temos:

$1s^2$ / $2s^2$ $2p^6$ / $3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$ / $4s^2$ $4p^5$

Note que a camada de valência (a última do átomo no estado fundamental), observada após o preenchimento dos elétrons em ordem geométrica, contém os elétrons mais externos, os **elétrons de valência**: $\mathbf{4s^2}$ $\mathbf{4p^5}$. O átomo de bromo possui 7 elétrons de valência.

Questões

9. (FEP-PA) Coloque em ordem crescente de energia os subníveis eletrônicos: 4d, 4f, 5p e 6s.

a) 4d < 4f < 5p < 6s
b) 4f < 4d < 5p < 6s
X c) 4d < 5p < 6s < 4f
d) 5p < 6s < 4f < 4d
e) 6s < 5p < 4d < 4f

10. Forneça a configuração eletrônica – segundo o diagrama de energia – dos elementos a seguir no estado fundamental, em ordem energética e em ordem geométrica.

a) Fósforo: $^{31}_{15}P$
b) Manganês: $^{55}_{25}Mn$

11. (Fuvest-SP) A seguir são mostradas quatro configurações eletrônicas:

I. $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$.
II. $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$.
III. $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^5$.
IV. $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$.

a) Qual das configurações corresponde a cada um dos átomos Cℓ, Mg, Ne?
b) Quais configurações apresentam o mesmo número de elétrons na camada de valência? (Dados os números atômicos: Cℓ = 17, K = 19, Aℓ = 13, Ne = 10 e Mg = 12).

12. (UCS-RS) A toxidade do mercúrio, Hg, já é conhecida de longa data, e não se tem notícia de que ele seja essencial ao organismo humano. Devido ao elevado teor desse metal em lâmpadas fluorescentes, elas constituem um problema ambiental quando descartadas de forma inadequada. Felizmente, a quantidade de mercúrio nessas lâmpadas vem diminuindo com o decorrer dos anos. Segundo a NEMA (National Electrical Manufacturers Association), a quantidade de mercúrio em lâmpadas fluorescentes, entre 1995 e 2000, foi reduzida em cerca de 40%.

DURÃO JUNIOR, W. A.; WINDMÖLLER, C. C. A questão do mercúrio em lâmpadas fluorescentes. *Química Nova na Escola*, n. 28, maio 2008. p. 15-19. Texto adaptado.

Dados: $_{18}Ar$; $_{36}Kr$; $_{54}Xe$; $_{86}Rn$

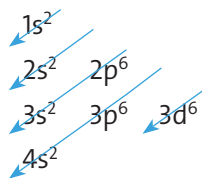
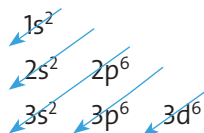
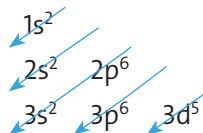
A distribuição eletrônica para o mercúrio elementar é:

a) [Kr] $4d^{10}$ $5p^6$.
b) [Ar] $3d^{10}$ $4p^4$.
c) [Rn] $5f^{14}$ $6d^6$.
X d) [Xe] $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^{10}$.
e) [Ne] $6d^{10}$ $5f^{14}$ $7p^2$.

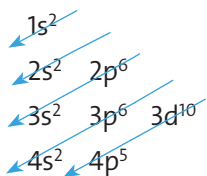
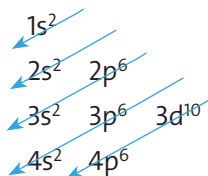
13. Os cientistas preveem que um novo grupo de elementos (os superactinídeos) será formado a partir da síntese do elemento de Z = 121. Faça a distribuição eletrônica desse elemento no estado fundamental e indique o que o difere dos demais elementos conhecidos (com Z até 118).

Distribuição eletrônica de íons

Quando for necessário fazer a distribuição eletrônica para um íon no estado fundamental, devemos sempre partir do átomo neutro para depois retirar ou acrescentar os elétrons que foram perdidos ou ganhos.

- Distribuição eletrônica de um cátion (íon positivo que perdeu elétrons).
- Para obter a distribuição eletrônica de um cátion, devem-se retirar os elétrons que foram perdidos **a partir do nível e do subnível mais externos do átomo no estado fundamental**.
- Por exemplo, para fazer a distribuição eletrônica dos cátions ferro II, $^{56}_{26}Fe^{2+}$, e ferro III, $^{56}_{26}Fe^{3+}$, partimos do átomo de ferro: $^{56}_{26}Fe$.

O cátion $^{56}_{26}Fe^{2+}$ possui 2 elétrons a menos, que serão retirados do nível e do subnível mais externos, o 4s. O total de elétrons passa a ser 24, e a configuração eletrônica passa a ser: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$.

O cátion $^{56}_{26}Fe^{3+}$ possui 3 elétrons a menos, que serão retirados do nível e do subnível mais externos em ordem geométrica decrescente, primeiro o 4s e depois o 3d. O total de elétrons passa a ser 23, e a configuração eletrônica passa a ser: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$.

- Distribuição eletrônica de um ânion (íon negativo, que ganhou elétrons).
- Para obter a distribuição eletrônica de um ânion, devem-se adicionar os elétrons que foram ganhos **no nível e no subnível mais externos, que estiverem incompletos, do átomo no estado fundamental**.
- Por exemplo, para fazer a distribuição eletrônica do ânion brometo, $^{80}_{35}Br^{1-}$, partimos do átomo de bromo: $^{80}_{35}Br$.

- O ânion $^{80}_{35}Br^{1-}$ possui 1 elétron a mais, que será adicionado no nível e no subnível mais externos, o 4p. O total de elétrons passa a ser 36, e a configuração eletrônica passa a ser: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$.

Questões

14. Dê a configuração eletrônica (segundo o diagrama de energia) dos íons a seguir no estado fundamental em ordem energética.

a) Cátion niquélico: $^{59}_{28}Ni^{3+}$ b) Ânion seleneto: $^{79}_{34}Se^{2-}$

15. (UGF-RJ) Leia o texto: "No fim da década de 1970, um acidente na empresa Paraibuna de Metais resultou no despejo de mercúrio e cádmio no rio Paraibuna. Campos, a cidade mais afetada, teve seu abastecimento de água suspenso por 72 horas".

O GLOBO, 1º de abril 2003.

Os íons dos metais citados são facilmente dissolvidos na água. O número de camadas utilizadas na distribuição eletrônica do cátion bivalente do cádmio é: Dado: número atômico do cádmio = 48.

X a) 4 b) 5 c) 6 d) 9 e) 10

16. Se contarmos o número de elétrons do cátion manganoso, $^{55}_{25}Mn^{2+}$, e do átomo de vanádio, $^{51}_{23}V$, no estado fundamental, veremos que ambos possuem 23 elétrons. Podemos então afirmar que suas distribuições eletrônicas também são iguais? Justifique.

17. (PUCC-SP) A corrosão de materiais de ferro envolve a transformação de átomos do metal em íons (ferroso ou férrico). Quantos elétrons há no terceiro nível energético do átomo neutro de ferro?

a) 2 b) 6 X c) 14 d) 16 e) 18

18. Forneça a configuração eletrônica, segundo o diagrama de energia, dos íons a seguir no estado fundamental em ordem geométrica.

a) Cátion titanoso: $^{48}_{22}Ti^{2+}$ b) Ânion iodeto: $^{127}_{53}I^{1-}$

Exercícios de revisão

12.1 (UnB-DF) Julgue os itens abaixo, relacionados ao átomo, em verdadeiros ou falsos. Justifique sua resposta.

0. Átomos que possuem o mesmo número de prótons, nêutrons e elétrons são iguais. V
1. O número de prótons de um átomo é denominado número atômico. V
2. Átomos de mesmo número atômico constituem um elemento químico. V
3. O número de elementos químicos atualmente conhecidos é inferior a 100. F
4. Atribuíram-se nomes às diferentes partículas constituintes dos átomos: as positivas foram chamadas elétrons, e as negativas, prótons. F

12.2 (UCS-RS) Isótopos são átomos que apresentam o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa. O magnésio (Z = 12) possui isótopos de números de massa iguais a 24, 25 e 26. Os isótopos do magnésio possuem números de nêutrons, respectivamente, iguais a:

a) 1, 12 e 12
b) 24, 25 e 26
X c) 12, 13 e 14
d) 16, 17 e 18
e) 8, 8 e 8

12.3 (Fuvest-SP) A densidade da água comum, H_2O, e da água pesada, D_2O, medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura, são diferentes. Isso ocorre porque os átomos de hidrogênio e deutério diferem quanto ao:

a) número atômico.
b) número de elétrons.
X c) número de nêutrons.
d) número de oxidação.
e) número de prótons.

12.4 (Unisinos-RS) Segundo dados experimentais, o oxigênio do ar que respiramos contém exatos 99,759% de $^{16}_{8}O$; 0,037% de átomos de $^{17}_{8}O$ e 0,204% de átomos de $^{18}_{8}O$. Diante dessa constatação, pode-se afirmar que essas três formas naturais de oxigênio constituem átomos que, entre si, são:

a) alótropos.
b) isóbaros.
c) isótonos.
X d) isótopos.
e) isômeros.

12.5 (UFU-MG) A tabela abaixo apresenta o número de prótons e nêutrons dos átomos A, B, C e D. O átomo isótopo de A e o átomo de mesmo número de massa de A são, respectivamente:

Átomo	Prótons	Nêutrons
A	17	18
B	16	19
C	17	19
D	18	22

X a) C e B b) C e D c) B e C d) D e B e) B e D

12.6 (Vunesp-SP) Com a frase **Grupo concebe átomo "mágico" de silício**, a edição de 18.6.2005 da *Folha de S.Paulo* chama a atenção para a notícia da produção de átomos estáveis de silício com duas vezes mais nêutrons do que prótons, por cientistas da Universidade Estadual da Flórida, nos Estados Unidos da América. Na natureza, os átomos estáveis deste elemento químico são $^{28}_{14}Si$, $^{29}_{14}Si$ e $^{30}_{14}Si$. Quantos nêutrons há em cada átomo "mágico" de silício produzido pelos cientistas da Flórida?

a) 14 b) 16 X c) 28 d) 30 e) 44

12.7 (UFSM-RS) Analise a tabela:

Espécie genérica	Nº de nêutrons	Nº de prótons	Nº de elétrons
X	20	17	17
Y	17	17	18
Z	18	79	78
W	18	18	18

Assinale a alternativa que apresenta somente espécie(s) neutras(s):

a) apenas X.
b) apenas Y.
c) apenas Z.
d) apenas W.
X e) apenas X e W.

12.8 (Fameca-SP) Admitindo-se o átomo esférico com diâmetro de 10^{-8} cm e a possibilidade de se "enfileirarem" átomos um a um, a quantidade de átomos enfileirados suficiente para cobrir a distância da Terra à Lua (da ordem de 400 000 km) seria de: (Dado: 1 mol = $6,0 \cdot 10^{23}$ átomos.)

a) 1 mol
b) 6,67 mols
c) 66,67 mols
X d) $6,67 \cdot 10^{-6}$ mol
e) $6,67 \cdot 10^{6}$ mols

12.9 A Iupac estabelece que o arredondamento do valor da massa atômica dos elementos químicos para o inteiro mais próximo só é feito quando não implica erro maior que 1%. Calcule o valor da massa atômica do boro e indique para que valor o número encontrado pode ser arredondado, respeitando as regras da Iupac. Dadas as abundâncias $^{10}_{5}B$ (19,9%) e $^{11}_{5}B$ (80,1%). Matematicamente a porcentagem de erro (E%) pode ser calculada pela relação:

$$E\% = \frac{\text{valor aproximado} - \text{valor integral} \cdot 100\%}{\text{valor integral}}$$

12.10 (Fuvest-SP) O carbono ocorre na natureza como uma mistura de átomos dos quais 98,90% são $^{12}_{6}C$ e 1,10% são $^{13}_{6}C$. Dadas as massas atômicas $^{12}_{6}C$ = 12,000 e $^{13}_{6}C$ = 13,003.

a) Explique o significado das representações $^{12}_{6}C$ e $^{13}_{6}C$.
b) Com esses dados, calcule a massa atômica do carbono.
c) Qual a porcentagem de erro que resulta do arredondamento do valor encontrado para o inteiro mais próximo?

12.11 (UEL-PR) Quantos prótons estão presentes na espécie química $^{60}_{28}Ni^{2+}$?

a) 2 X b) 28 c) 30 d) 32 e) 60

12.12 (Uerj) Há cem anos , foi anunciada ao mundo inteiro a descoberta do elétron, o que provocou uma verdadeira "revolução" na ciência. Essa descoberta proporcionou à humanidade, mais tarde, a fabricação de aparelhos eletroeletrônicos, que utilizam inúmeras fiações de cobre. A alternativa que indica corretamente o número de elétrons contido na espécie química $_{29}Cu^{2+}$ é:

a) 25 X b) 27 c) 31 d) 33

12.13 Classifique os íons a seguir quanto a sua formação (simples ou composto), quanto a sua carga elétrica (ânion ou cátion) e quanto a sua valência (monovalente, bivalente, trivalente ou tetravalente). Indique também o número de prótons e de elétrons de cada íon simples.

a) $_{56}Ba^{2+}$ c) $_{15}P^{3-}$ e) $_{50}Sn^{4+}$ g) $_{35}Br^{1-}$
b) H_3O^{1+} d) $P_2O_7^{\ 4-}$ f) $SO_3^{\ 2-}$

12.14 (Cesgranrio-RJ) Um gás nobre tem número atômico 18 e número de massa 40. O número de elétrons de um ânion X^{2-} é igual ao do átomo do gás nobre. O número atômico do elemento X é:

a) 22 b) 20 c) 18 X d) 16 e) 14

12.15 (UPM-SP) Espécies químicas simples que apresentam o mesmo número de elétrons são chamadas de isoeletrônicas. Assim, entre Mg, Na^{1+}, $C\ell^{1-}$, S, K^{1+} e Ar, são isoeletrônicas: Dados Z: $_{11}Na$; $_{12}Mg$; $_{16}S$; $_{17}C\ell$; $_{18}Ar$; $_{19}K$.

a) $C\ell^{1-}$ e S. c) Na^{1+} e Mg. e) Na^{1+} e K^{1+}.
X b) K^{1+}, Ar e $C\ell^{1-}$. d) Na^{1+} e $C\ell^{1-}$.

12.16 (Vunesp-SP) Um íon $^{235}_{92}U^{4+}$ possui:

a) 92 prótons, 235 nêutrons e 92 elétrons.
X b) 92 prótons, 143 nêutrons e 88 elétrons.
c) 88 prótons, 235 nêutrons e 92 elétrons.
d) 143 prótons, 92 nêutrons e 4 elétrons.
e) 4 prótons, 235 nêutrons e 88 elétrons.

12.17 (UFSM-RS) A alternativa que reúne apenas espécies isoeletrônicas é:

X a) $_7N^{3-}$, $_9F^{1-}$, $_{13}A\ell^{3+}$ d) $_{20}Ca^{2+}$, $_{38}Sr^{2+}$, $_{56}Ba^{2+}$
b) $_{16}S^0$, $_{17}C\ell^{1-}$, $_{19}K^{1+}$ e) $_{17}C\ell^{1-}$, $_{35}Br^{1-}$, $_{53}I^{1-}$
c) $_{10}Ne^0$, $_{11}Na^0$, $_{12}Mg^0$

12.18 (UnB-DF) Um íon de carga 2+ possui 15 elétrons. O seu número de nêutrons é duas unidades maior que o número de prótons. Qual o seu número de massa?

a) 15 c) 32 e) nenhuma das anteriores.
b) 17 X d) 36

12.19 Quando se compara o átomo neutro de enxofre, S, com o ânion sulfeto, S^{2-}, verifica-se que o ânion possui:

a) dois elétrons a mais, o mesmo número de prótons e raio da eletrosfera menor.
b) dois prótons a menos, o mesmo número de elétrons e raio da eletrosfera maior.
c) um elétron a mais, o mesmo número de prótons e raio da eletrosfera menor.
X d) dois elétrons a mais, o mesmo número de prótons e raio da eletrosfera maior.
e) dois elétrons a mais, o mesmo número de elétrons e o mesmo tamanho de raio da eletrosfera.

12.20 (FEI-SP) Um cátion metálico trivalente tem 76 elétrons e 118 nêutrons. Indique o número atômico e o número de massa do átomo que deu origem a esse cátion.

a) 76 e 194 c) 79 e 200 e) 79 e 194
b) 76 e 197 X d) 79 e 197

12.21 (UFSC) O número de elétrons em cada subnível do átomo estrôncio ($_{38}Sr$) em ordem crescente de energia é:

X a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4p^6\ 3d^{10}\ 5s^2$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 5s^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 5s^2$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^6\ 3s^2\ 4s^2\ 4p^6\ 3d^{10}\ 5s^2$

12.22 (Unaerp-SP) O fenômeno da supercondução de eletricidade, descoberto em 1911, voltou a ser objeto da atenção do mundo científico com a constatação de Bednorz e Müller de que materiais cerâmicos podem exibir esse tipo de comportamento, valendo um prêmio Nobel a esses dois físicos em 1987. Um dos elementos químicos mais importantes na formulação da cerâmica supercondutora é o ítrio: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^1$.
O número de camadas e o número de elétrons mais energéticos para o ítrio, serão, respectivamente:

a) 4 e 1. X b) 5 e 1. c) 4 e 2. d) 5 e 3. e) 4 e 3.

12.23 (UFRGS-RS) O íon monoatômico A^{2-} apresenta a configuração eletrônica $3s^2\ 3p^6$ para o último nível. O número atômico do elemento A é:

a) 8 b) 10 c) 14 X d) 16 e) 18

12.24 (Ufpel-RS) O Ferro, $^{56}_{26}Fe$, é um metal de transição branco-acinzentado, reativo, que forma ligas que apresentam aplicações importantes, entre elas o "aço".
Nos vários compostos químicos em que está presente, o ferro é encontrado em diferentes estados de oxidação, tais como Fe^{2+} e Fe^{3+}. Com relação ao Fe, Fe^{2+} e Fe^{3+}, são feitas as afirmativas a seguir.

I. Os íons Fe^{2+} e Fe^{3+} são obtidos a partir do átomo de ferro, pela perda de 2 e 3 elétrons, respectivamente.
II. O átomo de Fe, no seu estado fundamental, apresenta 6 elétrons no nível de valência.
III. Os íons Fe^{2+} e Fe^{3+} apresentam 26 prótons, 30 nêutrons, mas diferem entre si pelo número de elétrons.
IV. A configuração eletrônica do Fe^{3+} é $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$.

As afirmativas corretas são:

X a) apenas I e III, c) I, II e III, e) apenas I e IV.
b) apenas I e II, d) apenas III e IV,

CAPÍTULO 13

Tabela periódica

Saiu na Mídia!

Blindagem contra interferência eletromagnética agora pode ser feita com plástico

"Todo equipamento eletrônico precisa ter um comportamento neutro em relação à radiação eletromagnética – seu funcionamento não deve ser afetado pela presença de campos eletromagnéticos e, ao mesmo tempo, ele não deve gerar campos eletromagnéticos que possam afetar outros equipamentos. Essas normas visam, em última instância, diminuir a 'poluição' eletromagnética ao nosso redor e fazer com que todos os equipamentos que compramos funcionem como esperamos.

Interferência eletromagnética

Para serem imunes à interferência eletromagnética, esses equipamentos devem possuir uma blindagem, uma espécie de escudo protetor que impeça a livre passagem das ondas eletromagnéticas.

Essa blindagem hoje é feita de metal, o que tem se tornado um problema com a crescente miniaturização dos aparelhos, principalmente pelo peso excessivo. Isso sem contar o custo elevado e o risco de corrosão.

Agora, cientistas da Universidade da Virgínia, Estados Unidos, conseguiram criar um novo plástico condutor de eletricidade que funciona tão bem quanto os metais para a blindagem contra a interferência eletromagnética [...].

O novo nanocompósito é uma mistura de plástico, nanotubos de carbono e um agente químico que dá uma textura de espuma ao material, produzindo bolhas de ar no seu interior. O resultado é um plástico nanoestruturado extremamente leve, à prova de corrosão e mais barato de se produzir do que os metais.

Segundo o pesquisador Mool C. Gupta, coordenador da pesquisa, os nanotubos de carbono desempenham um papel fundamental na criação das incríveis propriedades do novo plástico condutor de eletricidade. Mesmo representando apenas entre um e dois por cento do volume do material, os nanotubos de carbono conseguem multiplicar sua condutividade elétrica por 10, além de melhorar a condutividade termal, aumentando a capacidade de dissipação de calor da blindagem."

INOVAÇÃO tecnológica. Disponível em: <www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo= 010115070718>. Acesso em: 7 set. 2012.

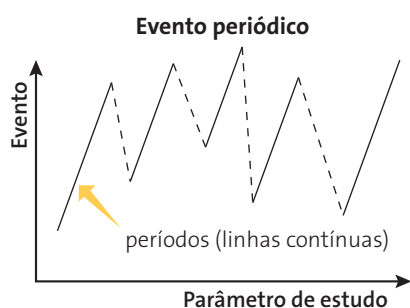
Você sabe explicar?

▶ **O que é um nanocompósito? O que é um nanotubo de carbono?**

Você já pensou em trabalhar no comércio? Fabricar algum produto? Que tal sorvetes? Todo mundo gosta de sorvete. Mas como sobreviver na época do frio? Talvez seja melhor vender guarda-chuvas. Mas como ganhar dinheiro na época da estiagem?

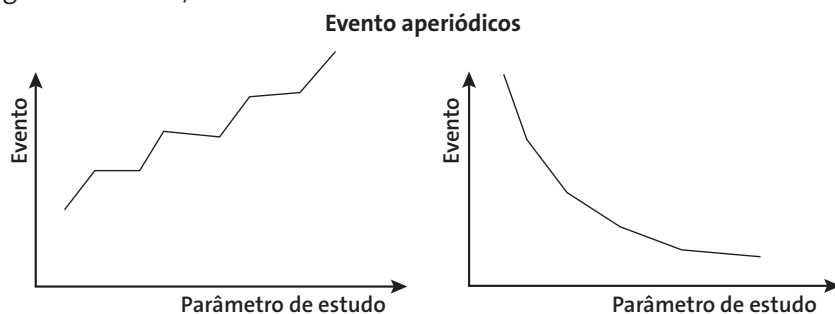
Realmente não é fácil depender de produtos sazonais, ou seja, aqueles que têm um pico de vendas periódico, que se repete regularmente em determinadas épocas do ano (sorvetes no verão, guarda-chuvas em épocas de alta pluviosidade).

Você já deve ter percebido aonde queremos chegar quando dizemos:

> Um evento é **periódico** quando ele se repete regularmente em função de determinado parâmetro.

Cada intervalo entre uma repetição e outra é denominado **período** e cada período corresponde a uma variação que vai de um mínimo a um máximo ou, ao contrário, de um máximo a um mínimo.

Mas lembre-se: para afirmar que um evento é periódico precisamos primeiro definir um parâmetro. Assim, a venda de guarda-chuvas é um evento periódico em relação à pluviosidade, mas não é periódico em relação ao trânsito das metrópolis, por exemplo.

Se colocarmos em um gráfico os valores que determinado evento periódico assume em função do parâmetro segundo o qual ele se repete, obteremos uma curva periódica como a esquematizada acima.

Dizemos que um evento é **aperiódico** (ou não periódico) em função de um determinado parâmetro quando os dados não se repetem em intervalos regulares (apenas crescem ou decrescem como mostram os gráficos abaixo).

A tabela que traz a relação de todos os elementos químicos conhecidos é denominada **periódica** porque as propriedades dos elementos se repetem em intervalos regulares em relação a um determinado parâmetro.

Os cientistas levaram muitos anos para descobrir essa peridiocidade, mas você só vai levar alguns minutos.

Como exemplo de eventos aperiódicos, podemos citar o nascimento de um indivíduo, a construção de uma casa, etc.

1 Descoberta da lei periódica

CONTEÚDO DIGITAL

Todo o conhecimento acumulado no século XVIII sobre o comportamento dos elementos químicos acabou chamando a atenção de vários cientistas para a semelhança das propriedades de certos grupos de elementos. Essa constatação gerou várias tentativas de classificar os elementos em função dessa semelhança de propriedades.

A tabela a seguir traz um resumo histórico dessas tentativas.

Ano e cientista	Proposta de classificação
1829: químico alemão Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849)	Agrupou os elementos com propriedades químicas semelhantes de três em três, chamando-os de tríades ou grupos naturais.
1862: químico e geólogo francês Alexandre Béguyer de Chancourtois (1820-1886)	Propôs o parafuso telúrico, distribuindo os elementos na forma de uma espiral de 45° que se desenvolvia na superfície de um cilindro. Em cada volta da espiral colocou 16 elementos em ordem crescente de massa atômica, de modo a posicionar os elementos com propriedades semelhantes.
1864: químico inglês John Alexander Reina Newlands (1837-1898)	Propôs a lei das oitavas relacionando a periodicidade dos elementos às notas musicais. Ao colocar os elementos em ordem crescente de suas massas atômicas em colunas verticais de 7 elementos, notou que suas propriedades se repetiam periodicamente (com exceção do hidrogênio). Essa lei só funcionava até o cálcio.
1866: químico alemão Julius Lothar Meyer (1830-1895)	Publicou uma tabela na qual os elementos apareciam distribuídos em grupos, de acordo com suas valências. Vendo que a diferença entre as massas atômicas de elementos consecutivos do mesmo grupo era constante, ele concluiu que havia relação entre a massa atômica de certos grupos de elementos e suas propriedades.
1869: químico russo Dmitri Ivanovitch Mendeleyev (1834-1907)	Foi o único que procurou relacionar todos os elementos em uma única classificação e formulou a chamada lei periódica: **as propriedades dos elementos, assim como as fórmulas e propriedades das substâncias simples e compostas que eles formam, são funções periódicas das massas atômicas dos elementos.**
1913: físico inglês Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915)	Provou que as propriedades dos elementos variavam periodicamente em função do número de prótons e formulou a lei periódica atual: **muitas propriedades químicas e físicas dos elementos e das substâncias simples que eles formam variam periodicamente em função de seus números atômicos.**

O trabalho de Mendeleyev

Na tabela de Mendeleyev os elementos eram distribuídos em linhas, de tal modo que elementos quimicamente semelhantes eram encontrados em uma mesma coluna vertical.

Mendeleyev deslocou de uma coluna para outra os elementos com propriedades diferentes dos outros membros do grupo. Surgiram então algumas lacunas que Mendeleyev destinou a **elementos ainda não descobertos**, denominados ecaboro, ecalumínio e ecassilício.

Para prever as propriedades do ecaboro, Mendeleyev raciocinou: o ecaboro encontra-se entre o cálcio (massa atômica 40) e o titânio (massa atômica 48), logo:

$$\frac{40 + 48}{2} = 44 \text{ (massa atômica do ecaboro).}$$

Dmitri Ivanovitch Mendeleyev dedicou-se também ao estudo da natureza e à origem do petróleo, tendo lutado pelo desenvolvimento da indústria petrolífera na Rússia. É considerado o fundador da Agroquímica em seu país.

Além disso, ele deve formar com o oxigênio um análogo dos óxidos de boro e de alumínio, X_2O_3. Deve ser um metal leve, já que se encontra entre o cálcio e o titânio, e a sua densidade relativa pode ser determinada com base nas dos seus vizinhos (cálcio, 1,5 e titânio, 4,5):

$$\frac{1{,}5 + 4{,}5}{2} = 3{,}0 \text{ (densidade do ecaboro).}$$

Procedendo desse modo, Mendeleyev "previa" as propriedades químicas de elementos que ainda não haviam sido descobertos.

Várias previsões de Mendeleyev foram confirmadas e, embora mais tarde ficasse provada que a periodicidade das propriedades dos elementos é função do **número atômico**, e não da massa atômica, a tabela de Mendeleyev não perdeu a validade.

Em 1875, o químico francês Paul Émile Lecoq de Boisbaudran (1838-1912) isolou um novo elemento a partir de um mineral encontrado nos Pireneus. O espectro de emissão do mineral apresentava uma linha tênue violeta que não se podia atribuir a nenhum dos elementos químicos conhecidos. Lecoq designou o novo elemento como gálio, em homenagem a sua pátria, a França, cujo antigo nome era Gália.
Pouco tempo depois de comunicar sua descoberta à Academia de Ciências de Paris, Lecoq recebeu uma carta de Mendeleyev dizendo que todas as propriedades do gálio estavam corretas, exceto sua densidade, que era 5,9 vezes maior que a da água e não 4,7 vezes como ele havia determinado.
O cientista francês, entre surpreso e intrigado, resolveu verificar novamente a densidade do seu elemento, submetendo-o a uma purificação ainda mais rigorosa e observou que havia se enganado e que Mendeleyev, mesmo sem nunca ter visto o metal, determinou com precisão a sua densidade: 5,9 vezes maior que a da água.

A estrutura da tabela periódica atual

Na tabela periódica os elementos estão dispostos em ordem crescente de número atômico (Z) de modo a formar:

- **Sete períodos ou sete linhas horizontais**: geralmente os elementos que ocupam um mesmo período possuem o valor de várias propriedades químicas e físicas variando de um mínimo a um máximo ou vice-versa.
- **Dezoito famílias (grupos) ou dezoito colunas verticais**: os elementos que ocupam uma mesma coluna normalmente possuem propriedades químicas semelhantes e propriedades físicas que variam gradualmente (pois as propriedades físicas dependem da massa e do tamanho dos átomos).

As **propriedades químicas** dependem diretamente do **número de elétrons na camada de valência** do átomo no estado fundamental. O número de elétrons na camada de valência determina não só os tipos de ligação entre os átomos para formar substâncias como também as propriedades e os tipos de reação que essas substâncias apresentam. Isso nos leva à seguinte conclusão:

As propriedades químicas dos elementos podem ser previstas com base na distribuição eletrônica do átomo no estado fundamental.

Como o diagrama de energia fornece a distribuição eletrônica dos átomos, concluímos que esse diagrama fornece também indicações claras sobre as propriedades químicas dos elementos e sobre a posição que eles ocupam na tabela periódica.

Tabela periódica e diagrama de energia

A primeira relação entre tabela periódica e eletrosfera é a seguinte:

O número **n** de níveis de energia preenchido com os elétrons do átomo no estado fundamental indica o período da tabela ocupado pelo elemento.

Observe os exemplos na tabela a seguir:

Elemento	Distribuição eletrônica no estado fundamental em ordem geométrica	Níveis de energia ocupados por elétrons	Período que ocupa na tabela periódica
Carbono	${}^{12}_{6}C$: $1s^2/\mathbf{2}s^2\ \mathbf{2}p^2$	2 níveis de energia	2º período
Magnésio	${}^{24}_{2}Mg$: $1s^2/2s^2\ 2p^6/\mathbf{3}s^2$	3 níveis de energia	3º período
Titânio	${}^{48}_{2}Ti$: $1s^2/2s^2\ 2p^6/3s^2\ 3p^6\ 3d^2/\mathbf{4}s^2$	4 níveis de energia	4º período
Tungstênio	${}^{184}_{74}W$: $1s^2/2s^2\ 2p^6/3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}/4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}/5s^2\ 5p^6\ 5d^4/\mathbf{6}s^2$	6 níveis de energia	6º período

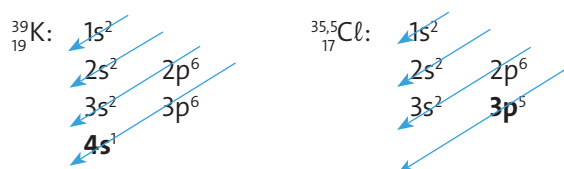
Por sua vez, **o número de elétrons existentes no nível mais energético** do átomo no estado fundamental **indica a coluna vertical** ou **família do elemento**. Segundo esse critério, os elementos podem ser classificados em um dos seguintes grupos: representativos, de transição (ou transição externa) ou de transição interna.

Elementos representativos

São aqueles que apresentam o elétron mais energético em um subnível **s** ou **p**.

Exemplos: potássio, ${}^{39}_{19}K$, e cloro, ${}^{35,5}_{17}C\ell$.

${}^{39}_{19}K$: $1s^2$ / $2s^2$ $2p^6$ / $3s^2$ $3p^6$ / $\mathbf{4s}^1$

${}^{35,5}_{17}C\ell$: $1s^2$ / $2s^2$ $2p^6$ / $3s^2$ $\mathbf{3p}^5$

Segundo a nova recomendação da Iupac, os elementos representativos ocupam os grupos ou as famílias 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18.

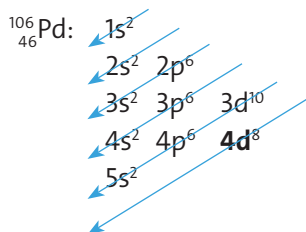
Sendo **n** o nível mais externo do átomo no estado fundamental de cada elemento químico, temos então a seguinte classificação:

Grupo	Elementos	Família	Configuração terminando em
1	Li, Na, K, Rb, Cs e Fr	Metais alcalinos	$\mathbf{ns^1}$ (com $n \neq 1$)*
2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra	Metais alcalinoterrosos	$\mathbf{ns^2}$ (com $n \neq 1$)
13	B, Aℓ, Ga, In e Tℓ	Família do boro	$\mathbf{ns^2\ np^1}$
14	C, Si, Ge, Sn e Pb	Família do carbono	$\mathbf{ns^2\ np^2}$
15	N, P, As, Sb e Bi	Família do nitrogênio	$\mathbf{ns^2\ np^3}$
16	O, S, Se, Te e Po	Calcogênios	$\mathbf{ns^2\ np^4}$
17	F, Cℓ, Br, I, At	Halogênios	$\mathbf{ns^2\ np^5}$
18	He, Ne, Ar, Kr, Xe e Rn	Gases nobres	$\mathbf{1s^2}$ ou $\mathbf{ns^2\ np^6}$ (se $n > 1$)

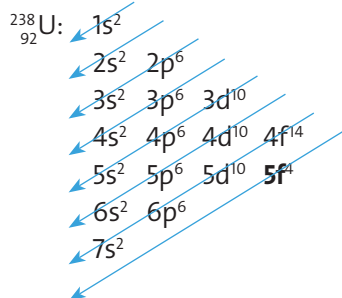
*O elemento que possui configuração eletrônica $\mathbf{1s^1}$ é o **hidrogênio** e ele não é um metal alcalino. Na realidade, ele é um elemento representativo classificado à parte dos outros elementos.

Elementos de transição ou de transição externa

São aqueles que possuem o elétron mais energético do átomo no estado fundamental em um subnível **d** incompleto, ou seja, que apresentam configuração eletrônica terminando em: **ns^2 (n — 1)$d^{1 \text{ até } 8}$**.

Exemplo: paládio, $^{106}_{46}Pd$.

Elementos de transição interna

São aqueles que possuem o elétron mais energético do átomo no estado fundamental em um subnível **f** incompleto, ou seja, que possuem a configuração eletrônica terminando em: **ns^2 (n — 2)$f^{1 \text{ até } 13}$**.

Exemplo: urânio, $^{238}_{92}U$.

Nos elementos que possuem configuração ns^2 (n – 1)d^9, Cu, Ag e Au, um elétron do subnível **s** sofre uma transição eletrônica para o subnível **d**, de modo a adquirir a configuração ns^1 (n – 1) d^{10}.

Os elementos que apresentam configuração ns^2 (n – 1)d^{10}, Zn, Cd e Hg, também possuem o subnível **d** completo e, assim, devem ser considerados à parte (não são elementos de transição externa).

Os elementos que possuem configuração ns^2 (n – 2)f^{14}, Yb e No, devem ser considerados à parte (não são elementos de transição interna).

Nem todos os elementos seguem a distribuição eletrônica regular do diagrama de energia. Apesar disso, a **posição** que todos ocupam na tabela periódica é a fornecida pelo diagrama, independentemente da sua distribuição eletrônica real.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. A seguir destacamos um trecho da tabela periódica em que registramos algumas propriedades dos elementos representados por símbolos genéricos. Seguindo o raciocínio de Mendeleyev, determine o valor das propriedades que estão faltando para o elemento **X**.

Dados: MA = massa atômica fornecida em u; d = densidade em g/cm^3 a 20 °C; e PE = ponto de ebulição em °C.

	MA = 47,867 d = 4,51 **A** PE = 3 000	
MA = 88,906 d = 4,47 **B** PE = 2 500	MA = ? d = ? **X** PE = ?	MA = 92,906 d = 8,58 **C** PE = 3 300
	MA = 178,49 d = 13,31 **D** PE = 3 200	

2. (Uerj) Um dos elementos químicos que tem se mostrado muito eficiente no combate ao câncer de próstata é o selênio (Se). Com base na Tabela de Classificação Periódica dos Elementos, os símbolos de elementos com propriedades químicas semelhantes ao selênio são:

a) Cℓ, Br, I.
X b) Te, S, Po.
c) P, As, Sb.
d) As, Br, Kr.

3. Forneça o número da família e do período ocupado pelos elementos cujos números atômicos são fornecidos abaixo. Indique se o elemento é representativo, de transição ou de transição interna.

a) Z = 14
b) Z = 37
c) Z = 42

4. (UFPI) Assinale a alternativa em que o elemento químico cuja configuração eletrônica, na ordem crescente de energia, finda em $4s^2$ $3d^3$.

a) Grupo 3 e 2º período.
b) Grupo 14 e 2º período.
c) Grupo 14 e 5º período.
X d) Grupo 5 e 4º período.
e) Grupo 15 e 3º período.

Forma longa da tabela periódica

Na configuração eletrônica, **n** representa o último nível de energia do tomo, $(n-1)$ representa o penúltimo nível de energia, $(n-2)$ representa o antepenúltimo nível, e assim por diante, para o tomo do elemento químico no estado fundamental.

2 Classificação dos elementos

O conhecimento atual das propriedades dos elementos químicos nos permite reuni-los em cinco grupos diferentes – metais, ametais, semimetais, gases nobres e hidrogênio –, considerando as principais propriedades químicas e as características físicas das substâncias simples que eles formam.

Metais

Dos 114 elementos químicos que constam na tabela atualmente, 92 são metais, sendo 24 representativos*, 38 de transição e 30 de transição interna, de acordo com o diagrama de energia.

* Considerando como metais os elementos germânio, antimônio e polônio (até alguns anos atrás considerados semimetais).

A principal característica química dos metais é a sua **tendência a formar cátions** (íons positivos) ao constituir substâncias simples ou compostas.

Fisicamente, os metais apresentam as seguintes características:

- são bons condutores de calor e de eletricidade;
- são maleáveis, ou seja, podem ser transformados em lâminas;
- são dúcteis, isto é, podem ser transformados em fios;
- possuem brilho metálico característico;
- possuem cor entre acinzentado e prateado, com exceção do ouro, que é dourado, e do cobre, que é avermelhado;
- são sólidos a 25 °C e 1 atm (com exceção do mercúrio, que é líquido nessas condições).

Os metais alcalinos e alcalinoterrosos não são como os metais que estamos acostumados a ver em nosso dia a dia.

O sódio metálico, por exemplo, é um sólido brando (que cede facilmente à pressão) e pode ser cortado com uma faca comum, mas é preciso tomar muito cuidado e usar luvas de borracha ao manuseá-lo. É prateado, oxida rapidamente no ar e reage violentamente com a água, como mostra a foto ao lado.

Charles D. Winters/Latinstock

Reação entre sódio metálico e água. Essa reação libera uma grande quantidade de energia e pode causar sérios acidentes.

À temperatura ambiente, possui consistência de cera, tornando-se quebradiço a baixa temperatura. Deve ser armazenado imerso em óleo mineral ou querosene. Apresenta risco elevado de incêndio em contato com a água em qualquer estado. Queima espontaneamente no ar seco quando é aquecido (nesse caso, para extinguir o fogo utiliza-se sal ou cal).

Não metais ou ametais

Os ametais formam um grupo de 15 elementos: boro**, carbono, nitrogênio, silício**, fósforo, oxigênio, enxofre, selênio, flúor, cloro, arsênio**, bromo, telúrio**, iodo e astato, que apresentam como principal característica química a tendência a formar ânions (íons negativos) ao constituir substâncias compostas.

**Até alguns anos atrás esses elementos eram considerados semimetais.

Fisicamente, os ametais apresentam-se de maneira inversa aos metais, salvo algumas exceções.

De modo geral temos o seguinte:

- não são bons condutores de calor (são isolantes térmicos);
- não são bons condutores de eletricidade (a maioria dos ametais atua como isolantes elétricos);
- não possuem brilho característico como os metais.

As exceções são o iodo, $I_2(s)$, um sólido cinza-escuro com brilho metálico, e a grafita, uma forma alotrópica do carbono, $C_n(s)$, que também possui brilho "metálico" e é um bom condutor de calor e eletricidade.

Semimetais

Classificar alguns elementos químicos como semimetais está em desuso atualmente. De acordo com essa classificação os elementos boro, silício, germânio, arsênio, antimônio, telúrio e polônio eram denominados semimetais por terem propriedades intermediárias às dos metais e dos ametais, podendo formar cátions ou ânions, conforme a situação. As principais características físicas desses elementos são:

- brilho típico semimetálico;
- semicondução de corrente elétrica.

Hoje em dia, há uma tendência em dividir esses elementos em metais e ametais. Por esse critério são considerados metais o germânio, o antimônio e o polônio e não metais o boro, o silício, o arsênio e o telúrio.

Gases nobres

Os gases nobres são um conjunto de seis elementos: hélio, neônio, argônio, criptônio, xenônio e radônio.

Apresentam como principal característica a inércia química. São relativamente raros e os únicos encontrados na natureza na forma de átomos isolados. Apesar de os cientistas conseguirem obter em laboratório vários compostos de gases nobres (como os óxidos de xenônio, XeO_3 e XeO_4), esses elementos não formam compostos espontaneamente, pois são muito estáveis na forma isolada e não possuem tendência a doar ou a receber elétrons.

Hidrogênio

O hidrogênio é um elemento atípico, não se enquadra em nenhum grupo da tabela periódica. É o mais simples dos átomos e, no estado fundamental, possui apenas um nível de energia com um único elétron.

É encontrado na forma de $H_2(g)$ nas altas camadas da atmosfera ou combinado a outros elementos, principalmente ao oxigênio (ametal), formando a água. Mas também forma compostos com metais e semimetais (os hidretos) e seu comportamento químico se modifica sensivelmente em cada caso.

É o elemento mais abundante do Universo ($\simeq$90% em massa) e o nono mais abundante da Terra, considerando % em massa ($\simeq$0,88%), ou o terceiro, considerando % em número de átomos.

O que é um nanocompósito? O que é um nanotubo de carbono?

Nanocompósitos são misturas de dois ou mais materiais nas quais a matriz (material que se apresenta em maior quantidade) é um polímero* (por exemplo, um plástico) e o material disperso na matriz (que se apresenta em menor quantidade) é um nanocomposto, ou seja, uma substância que se apresenta em proporções nanométricas (1 nanômetro é igual a 10^{-9} metro).

O nanocompósito será tanto mais eficiente quanto mais uniforme for a distribuição do nanocomposto na matriz.

No caso do nanocompósito que vem sendo pesquisado para substituir os metais na blindagem das radiações eletromagnéticas em aparelhos eletrônicos, a matriz é um plástico, e o nanocomposto disperso é um nanotubo de carbono.

Os nanotubos de carbono são 100 mil vezes mais finos que um fio de cabelo e invisíveis até para microscópios ópticos. Apesar disso, possuem a maior resistência mecânica dentre todos os materiais conhecidos — não quebram nem deformam quando dobrados ou submetidos à alta pressão. Destacam-se também como um dos melhores condutores de calor que existem e, para completar, podem ser capazes de transportar eletricidade. [...] adicionados a plásticos, os nanotubos podem endurecê-los ou torná-los condutores de eletricidade; a tecidos, poderiam torná-los invulneráveis; por serem extremamente pequenos e leves, podem chegar ao interior de uma célula e serem usados como sensores para diagnósticos médicos. [...]

Para que os nanotubos cheguem a se incorporar a materiais de uso comum, há um obstáculo a ser vencido: desenvolver uma tecnologia barata e confiável para produzir o material em quantidade, e segundo especificações pré-determinadas — requisitos imprescindíveis para seu uso industrial. Os processos conhecidos de síntese dessas estruturas não dão conta de uma produção em larga escala.

INOVAÇÃO Unicamp. Disponível em: <www.inovacao.unicamp.br/report/news-nanotubos.shtml>. Acesso em: 18 fev. 2013.

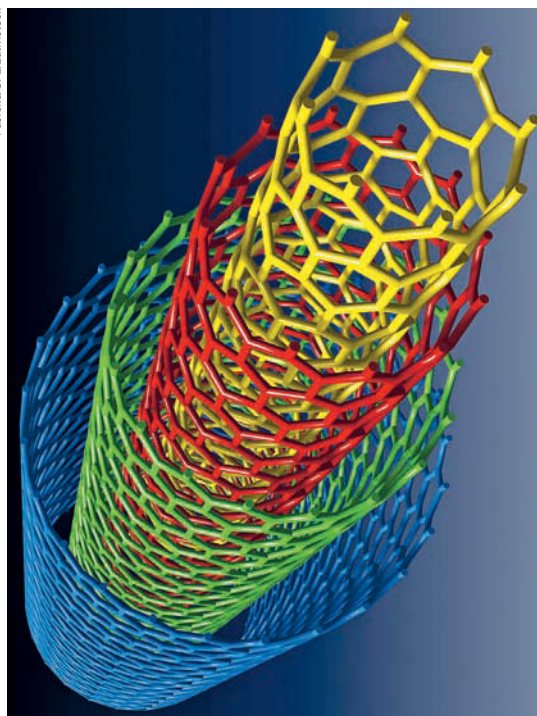
Uma das consequências da utilização da nanotecnologia é a nanopoluição, gerada por nanomateriais ou durante a confecção desses. Esse tipo de poluição é formada por nanopartículas e pode ser mais perigosa que a poluição existente no planeta, pois pode flutuar facilmente pelo ar por grandes distâncias. As células não têm as armas necessárias para lidar com os nanopoluentes, o que provocaria danos ainda não conhecidos, principalmente pelo fato de não existirem na natureza.

Disponível em: <http://comunidade.maiscomuniade.com conteudo/2012-03-17/4268 O-FUTURO-EST%25C3%2583%20-NA-NANOTECNOLOGIA.pnhtml>. Acesso em: 12 set. 2012.

* O polímero é uma macromolécula formada pela união de várias moléculas menores (monômeros). Em geral, todos os materiais plásticos são polímeros, mas nem todos os polímeros são materiais plásticos.

"[...] Os nanotubos têm um enorme potencial em uma grande variedade de aplicações biológicas, incluindo diagnósticos e tratamentos médicos. Há um problema, entretanto, [...] que os pesquisadores chamam 'fator impeditivo'. Por razões não inteiramente conhecidas, os nanotubos de carbono são citotóxicos – o contato com eles mata as células. Mas [...] Recobrindo-os com um polímero sintético que imita a mucina, a substância da superfície celular que funciona como lubrificante, os pesquisadores conseguiram conectar os nanotubos de carbono com segurança a células biológicas."

INOVAÇÃO tecnológica. Disponível em: <www.inovacaotecnologica.com.br/noticias/noticia.php?artigo=010165060911>. Acesso em: 18 fev. 2013.

Pasieka/SPL/Latinstock

Representação de nanotubo de parede múltipla

De onde vem... para onde vai?

Ferro metálico

O processo industrial

Quase tudo em nossa vida depende da siderurgia – indústria do ferro, que fornece a matéria-prima que movimenta praticamente todas as grandes indústrias: fabricação de ferramentas de trabalho, material ferroviário, construção civil, veículos de transporte, fabricação de máquinas e ferramentas agrícolas, construção naval, tecelagem, produtos químicos, material elétrico, bélico, etc. Há quem diga que o grau de progresso e riqueza de uma nação podem ser avaliados pelo consumo de produtos siderúrgicos.

O aço (principal produto da siderúrgica) é uma das ligas metálicas mais utilizadas. Possui inúmeras aplicações e serve de base para a produção de outras ligas. A obtenção do aço segue os mesmos caminhos da obtenção do ferro metálico.

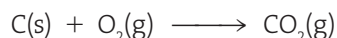
O ferro metálico só é encontrado na natureza na forma de meteoritos. Por isso é tão raro. Já sob a forma de minérios, dos quais o mais importante é a hematita, $Fe_2O_3(s)$, é bastante comum. O Brasil possui imensas jazidas de minérios de ferro de ótima qualidade (com 60% a 70% de pureza).

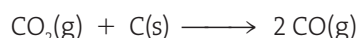
Na hematita, $Fe_2O_3(s)$, o ferro apresenta-se na forma de cátion, Fe^{3+}. Assim, a obtenção de ferro metálico, Fe(s), consiste, em última análise, em fazer o cátion ferro receber 3 elétrons (processo denominado redução).

O ponto de fusão da hematita, $Fe_2O_3(s)$, é da ordem de 1560 °C. Para otimizar o processo de fusão desse minério, utiliza-se um fundente, isto é, uma substância que reage com as impurezas (ganga) do minério, produzindo compostos de fácil separação (escória) e permitindo que se obtenha uma mistura de ponto de fusão mais baixo. O calcário, $CaCO_3(s)$, atua como fundente da hematita.

O coque (carbono amorfo, C(s), com mais de 90% de pureza) é utilizado para promover a redução da hematita, isto é, a transformação do cátion Fe^{3+} em ferro metálico, Fe(s).

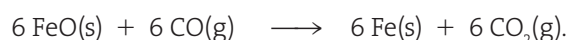
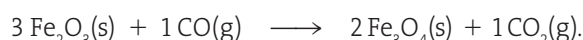
Inicialmente, o coque, em presença de excesso de oxigênio, $O_2(g)$, fornecido pelo ar, produz gás carbônico, $CO_2(g)$.

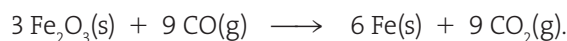
$$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$$

O gás carbônico, $CO_2(g)$, reage com o carvão coque, C(s), que alimenta o alto-forno, produzindo monóxido de carbono, CO(g).

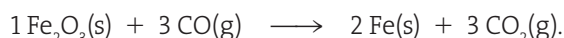
$$CO_2(g) + C(s) \longrightarrow 2\,CO(g)$$

O monóxido de carbono formado irá então reduzir o ferro da hematita (transformar o cátion ferro, Fe^{3+}, em ferro metálico, Fe(s)) de acordo com as seguintes etapas:

$$3\,Fe_2O_3(s) + 1\,CO(g) \longrightarrow 2\,Fe_3O_4(s) + 1\,CO_2(g).$$

$$2\,Fe_3O_4(s) + 2\,CO(g) \longrightarrow 6\,FeO(s) + 2\,CO_2(g).$$

$$6\,FeO(s) + 6\,CO(g) \longrightarrow 6\,Fe(s) + 6\,CO_2(g).$$

Equação completa do processo:

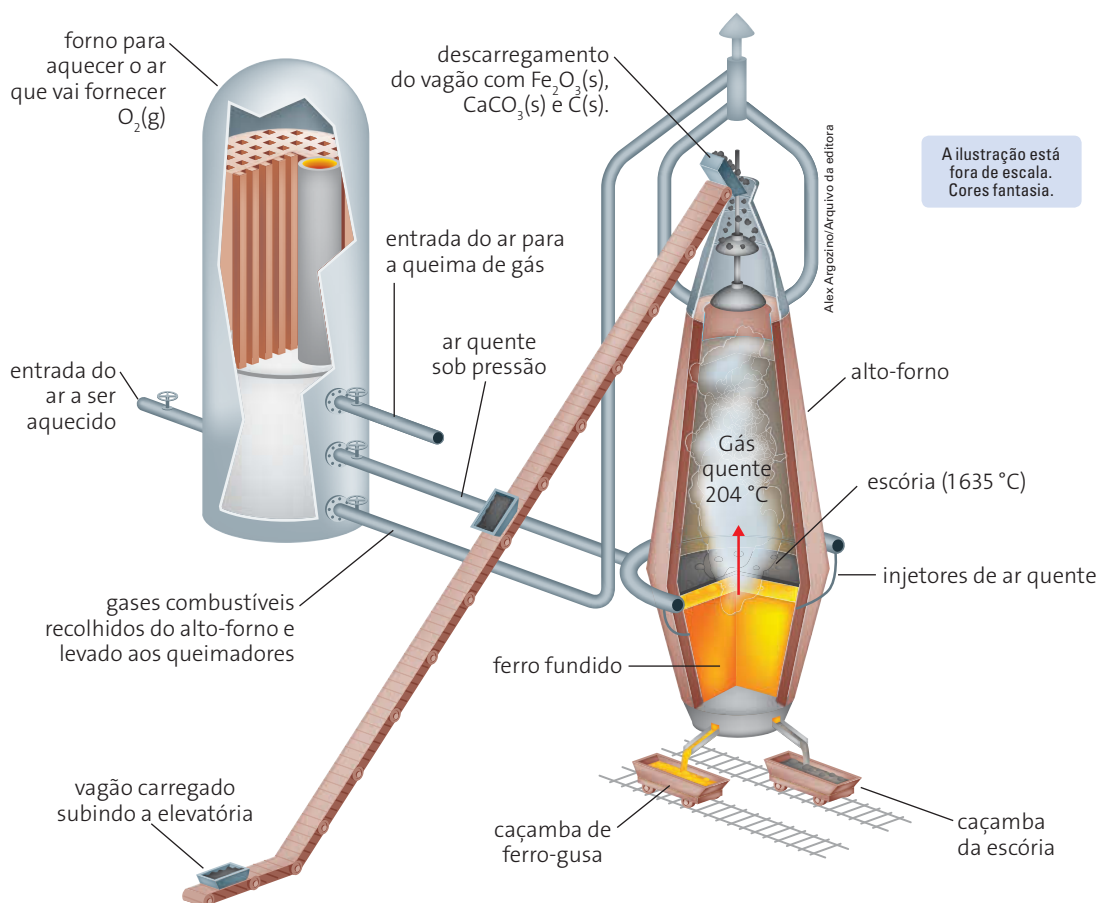
$$3\,Fe_2O_3(s) + 9\,CO(g) \longrightarrow 6\,Fe(s) + 9\,CO_2(g).$$

Simplificando os coeficientes, temos a equação geral de obtenção do ferro:

$$1\,Fe_2O_3(s) + 3\,CO(g) \longrightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g).$$

O ferro assim obtido é chamado **ferro-gusa** e contém um teor de carbono entre **2%** e **5%**.

Para produzir o **aço**, cujo teor de carbono varia entre **0,5%** e **1,7%**, o ferro-gusa é tratado em fornos especiais.

Pela descarbonização quase total do ferro-gusa, por meio de um processo inglês denominado pudlagem, obtém-se o **ferro doce**, com teor de carbono **menor que 0,5%**.

O ferro é o metal mais utilizado mundialmente: representa cerca de 95% em peso da produção mundial de metais (devido ao seu baixo preço e dureza). O aço é a liga metálica de ferro mais conhecida e utilizada. Variando-se a porcentagem de carbono e acrescentando-se outros elementos (metálicos e não metálicos) ao ferro, é possível obter ligas (misturas homogêneas) com as mais diferentes propriedades.

O esquema a seguir mostra o funcionamento geral de um alto-forno para a obtenção de ferro-gusa.

Trabalho em equipe

O carvão é essencial na produção de ferro, mas sua obtenção nem sempre ocorre segundo as leis trabalhistas. Em Goiás e no sudeste do Pará, a produção de carvão é feita em um conjunto de fornos do tipo "rabo-quente". Além dos problemas ambientais causados por esses fornos, a questão relativa às condições altamente insalubres e desumanas a que os trabalhadores são submetidos é preocupante. A enorme temperatura a que chegam tais fornos propaga uma grande quantidade de calor para os corpos dos trabalhadores que exercem suas atividades no seu entorno.

a) Pesquise na internet quais as consequências para o organismo do trabalhador que fica exposto a um ambiente com temperatura elevada sem equipamento de proteção individual (EPI).

b) Quais os outros danos ambientais que advêm da produção de carvão vegetal, além da destruição da vegetação nativa?

c) Qual o destino do ferro-gusa produzido nos estados do Pará e do Maranhão?

A sala pode ser dividida em grupos. Cada grupo irá pesquisar um tópico e apresentá-lo aos demais. Após as apresentações, pode-se fazer um debate para discutir o tema.

Questões

5. (Cesgranrio-RJ) O elemento manganês (Z = 25) não ocorre livre na natureza e, combinado, encontra-se na forma de uma variedade de minerais, como pirolusita (MnO_2), manganita ($MnO_3 \cdot H_2O$), ausmanita (Mn_3O_4) e outros. Extraído dos seus minerais, pode ser empregado em ligas de aço (britadores, agulhas e cruzamentos ferroviários), ligas de baixo coeficiente térmico (bobinas de resistência), etc. A respeito desse elemento químico, é correto afirmar que:

a) é líquido em condições ambientais.
b) se trata de um ametal.
c) se trata de um metal alcalinoterroso.
d) os seus átomos possuem dois elétrons no subnível de maior energia.
X e) os seus átomos possuem dois elétrons na camada de valência.

6. (Vunesp-SP) Considerando-se as propriedades dos elementos químicos e a tabela periódica, é incorreto afirmar:

a) um metal é uma substância que conduz a corrente elétrica, é dúctil e maleável.
b) um não metal é uma substância que não conduz a corrente elétrica, não é dúctil nem maleável.
c) um semimetal tem aparência física de um metal, mas tem comportamento químico semelhante ao de um não metal.
X d) a maioria dos elementos químicos é constituída de ametais.
e) os gases nobres são monoatômicos.

7. (UFS-SE) O conjunto das propriedades de um metal determina sua utilização comercial. O ferro, por exemplo, é utilizado na sustentação de edifícios por ser muito resistente; no entanto, enferruja facilmente. O alumínio, por sua vez, embora não apresente a mesma resistência que o ferro, não sofre corrosão quando exposto ao ar livre, por isso pode ser utilizado em estruturas de janelas, portas, grades, etc., sem a proteção de tinta, necessária nas estruturas de ferro. Assinale o item que corresponde a outros metais utilizados comercialmente.

a) Prata, bromo, ouro e nitrogênio.
b) Cobre, carbono, enxofre e oxigênio.
X c) Prata, ouro, cobre e magnésio.
d) Magnésio, mercúrio, enxofre e cloro.
e) Chumbo, bromo, hélio e bismuto.

3 Propriedades periódicas

A seguir, veremos algumas propriedades importantes dos elementos químicos e como essas propriedades variam periodicamente em função de seus números atômicos.

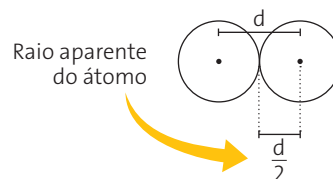
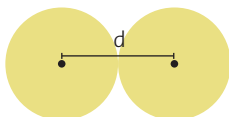
Raio atômico

A medida do raio de um átomo isolado não pode ser feita com precisão, pois a eletrosfera não possui um limite determinado.

Assim, para medir o raio atômico, usa-se a técnica de difração por raios X, que consiste em fazer um feixe de raios X atravessar uma amostra de um material sólido constituído por átomos ou íons de um único elemento químico. Esses átomos ou íons provocam um desvio na trajetória do feixe de raios X que incide sobre eles, para, em seguida, impressionar uma chapa fotográfica.

A imagem registrada indica a posição dos núcleos dos átomos no material, assim como a distância **d** que há entre eles.

A metade dessa distância, isto é, **d/2**, é por definição a medida do raio atômico do elemento.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Os valores dos raios atômicos dos elementos em nanômetros, medidos experimentalmente, são tabelados. O importante é percebermos como varia o raio atômico em uma família e em um período da tabela periódica, pois o comportamento dos elementos e muitas de suas propriedades podem ser explicados com base nessa informação.

Variação do raio atômico em uma família

Cada elemento de uma mesma família da tabela ocupa um período distinto, relacionado ao número de níveis de energia que o átomo possui no estado fundamental.

Desse modo, o átomo do elemento que ocupa o 1º período e possui apenas um nível de energia possui raio atômico menor que o átomo do elemento que ocupa o 2º período e possui dois níveis de energia, o que nos leva à seguinte conclusão:

Em uma família da tabela periódica, o raio atômico aumenta de cima para baixo, conforme aumenta o número atômico e, portanto, o número de níveis de energia do átomo no estado fundamental.

Variação do raio atômico em um período

Os elementos de um mesmo período possuem o mesmo número de níveis de energia, portanto, nesse caso, não podemos utilizar apenas os níveis de energia como critério de comparação de raio atômico.

Mas **o átomo é um sistema elétrico** que contém cargas positivas no núcleo (prótons) e cargas negativas ao redor (elétrons).

A atração próton/elétron tende a fazer o raio atômico diminuir, e a repulsão elétron/elétron tende a fazer o raio atômico aumentar.

Assim, para concluir como varia o raio atômico dos elementos de um mesmo período, precisamos calcular a **carga nuclear efetiva** (Z_{ef}), que leva em consideração **a atração do núcleo** (prótons) **pelos elétrons do último nível de energia** (do átomo no estado fundamental), sem esquecer que os elétrons dos níveis internos blindam a atração que o núcleo exerce sobre os elétrons do último nível.

$$Z_{ef} = Z - S$$

Z = número atômico (carga nuclear total)
S = número total de elétrons dos níveis internos

Considere, por exemplo, os elementos do 2º período da tabela:

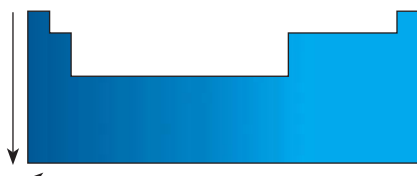
	Li	Be	B	C	N	O	F
Z	3	4	5	6	7	8	9
S	2	2	2	2	2	2	2
Z_{ef}	1	2	3	4	5	6	7

Com o aumento da carga nuclear efetiva, a atração do núcleo sobre os elétrons do último nível de energia aumenta, e o raio atômico diminui.

Experimentalmente, verifica-se que, entre elementos que possuem o mesmo valor de carga nuclear efetiva e o mesmo número de níveis de energia no estado fundamental, terá maior raio o que tiver menor número atômico. Exemplo:

$_{20}Ca$: $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}\ 4s^2$
4 níveis de energia
$Z_{ef} = 20 - 18 \Rightarrow Z_{ef} = 2$
raio atômico = 0,1974 nm

$_{27}Co$: $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7}\ 4s^2$
4 níveis de energia
$Z_{ef} = 27 - 25 \Rightarrow Z_{ef} = 2$
raio atômico = 0,1253 nm

Essa generalização exclui os gases nobres, pois eles, em geral, possuem os maiores valores de raio atômico em cada período. Isso ocorre porque os gases nobres são constituídos de átomos isolados, que tendem a ficar afastados uns dos outros. Somente a temperaturas muito baixas é possível conseguir que átomos de gases nobres se aproximem e estabeleçam alguma interação, que mesmo assim é muito pequena. Isso faz com que os valores verificados experimentalmente para seus raios atômicos sejam bem maiores do que os previstos na teoria.

Aumento do raio atômico nas famílias e nos períodos da tabela

Em um período, o raio atômico aumenta da direita para a esquerda conforme diminui o número atômico e, com isso, diminui a atração do núcleo pelos elétrons do último nível de energia.

Raio do átomo e raio do íon

Quando um átomo se transforma em íon, perdendo ou ganhando elétrons, o seu raio sofre uma variação significativa.

Raio do átomo em relação ao raio do cátion

Quando o átomo de determinado elemento perde elétrons e se transforma em um íon positivo, **a carga nuclear efetiva aumenta**. Como resultado, o cátion sempre apresenta um raio atômico menor que o respectivo átomo que lhe deu origem.

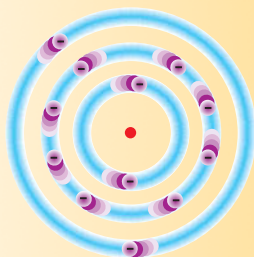
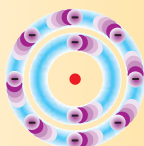
Exemplo:

átomo de alumínio: $_{13}A\ell$: $\mathbf{1s^2}$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^6}$ $3s^2$ $3p^1$ (10 elétrons internos)

$Z_{ef} = Z - S \Rightarrow Z_{ef} = 13 - 10 \Rightarrow Z_{ef} = 3$

cátion de alumínio: $_{13}A\ell^{3+}$: $\mathbf{1s^2}$ $2s^2$ $2p^6$ (2 elétrons internos)

$Z_{ef} = Z - S \Rightarrow Z_{ef} = 13 - 2 \Rightarrow Z_{ef} = 11$

O raio do átomo é sempre maior que o raio do respectivo cátion.

Átomo de Mg

Cátion de Mg^{2+}

Note que a eletrosfera do átomo neutro é maior do que a do cátion porque, nesse caso, o número de níveis de energia do cátion é menor.

Raio do átomo em relação ao raio do ânion

Quando o átomo de determinado elemento ganha elétrons e se transforma em um íon negativo, **a carga nuclear efetiva não se altera**, mas acaba sendo parcialmente blindada. Portanto, seu raio aumenta.

Exemplo:

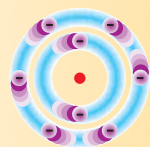
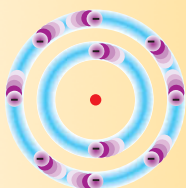
átomo de oxigênio: $_{8}O$: $\mathbf{1s^2}$ $2s^2$ $2p^4$ (2 elétrons internos)

$Z_{ef} = Z - S \Rightarrow Z_{ef} = 8 - 2 \Rightarrow Z_{ef} = 6$

ânion de oxigênio: $_{8}O^{2-}$: $\mathbf{1s^2}$ $2s^2$ $2p^6$ (2 elétrons internos)

$Z_{ef} = Z - S \Rightarrow Z_{ef} = 8 - 2 \Rightarrow Z_{ef} = 6$

A entrada de dois elétrons no último nível do oxigênio, onde antes só havia seis, provoca uma expansão no nível. A repulsão elétrica aumenta, e os elétrons se afastam, passando a ocupar um espaço maior.

O raio do átomo é sempre menor que o raio do respectivo ânion.

Átomo de O

Ânion de O^{2-}

Note que a eletrosfera do ânion é maior do que a do átomo neutro porque a repulsão entre os elétrons aumenta.

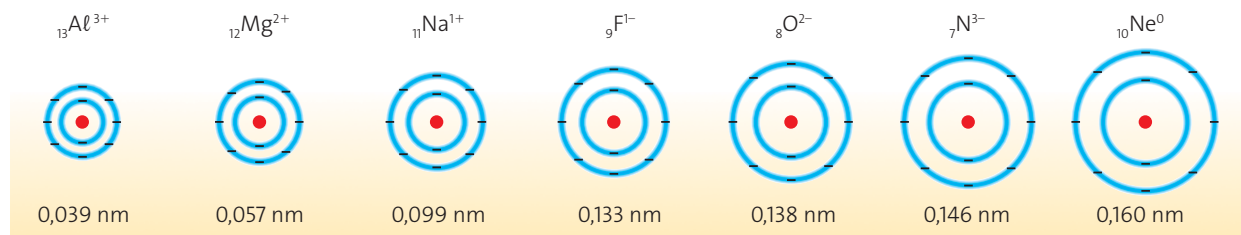
Série de íons isoeletrônicos

Numa série de íons isoeletrônicos, o número de elétrons, e portanto o número de níveis de energia, é o mesmo. A diferença está apenas no número atômico (carga nuclear) dos íons.

Quanto maior o número atômico, maior será a carga nuclear efetiva e a atração núcleo/último nível de energia, implicando maior força de atração e menor raio.

Numa série de **íons isoeletrônicos**, terá maior raio o íon que tiver menor número atômico.

Por exemplo, na série de íons isoeletrônicos ${}_{13}Aℓ^{3+}$, ${}_{12}Mg^{2+}$, ${}_{11}Na^{1+}$, ${}_{9}F^{1-}$, ${}_{8}O^{2-}$, ${}_{7}N^{3-}$, todos os íons possuem dez elétrons e dois níveis de energia (no estado fundamental). Logo, o íon que possui o menor número atômico, ${}_{7}N^{3-}$, terá o maior raio. Observe que o átomo de neônio, ${}_{10}Ne^{0}$, que é isoeletrônico à série de íons relacionada abaixo, possui o maior raio dessa série porque se mantém na forma de átomo e porque seus átomos tendem a se manter afastados uns dos outros (o raio atômico é uma medida da distância interatômica).

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Energia de ionização

Quando retiramos um elétron de um átomo isolado, ele **absorve energia** e passa para um estado de maior **instabilidade**. Situação idêntica ocorre com os íons isolados de qualquer elemento químico.

Essa energia necessária para retirar um elétron de um átomo isolado é denominada primeira energia de ionização ou primeiro potencial de ionização e, de acordo com o SI, deve ser expressa em $kJ \cdot mol^{-1}$.

No caso de um íon teríamos uma segunda, terceira, quarta, etc. energias de ionização.

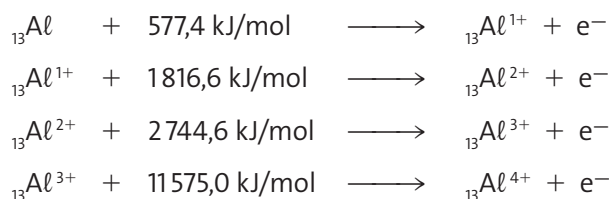
Energia ou potencial de ionização é a energia necessária para retirar um elétron de um átomo (ou íon) isolado, portanto, no estado gasoso.

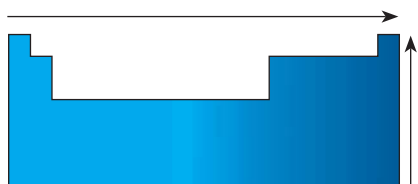
Considere, por exemplo, um átomo de alumínio, Aℓ(g), que possui três níveis de energia no estado fundamental e três elétrons no nível mais externo ($3s^2\ 3p^1$):

$${}_{13}Aℓ + 577{,}4\ kJ/mol \longrightarrow {}_{13}Aℓ^{1+} + e^-$$

$${}_{13}Aℓ^{1+} + 1\,816{,}6\ kJ/mol \longrightarrow {}_{13}Aℓ^{2+} + e^-$$

$${}_{13}Aℓ^{2+} + 2\,744{,}6\ kJ/mol \longrightarrow {}_{13}Aℓ^{3+} + e^-$$

$${}_{13}Aℓ^{3+} + 11\,575{,}0\ kJ/mol \longrightarrow {}_{13}Aℓ^{4+} + e^-$$

Os valores indicados são experimentais. Observe que, conforme o íon vai se tornando cada vez mais positivamente carregado, é necessária uma energia cada vez maior para retirar 1 elétron.

Ao retirarmos o 3º elétron do átomo de alumínio, ele passa a ter apenas dois níveis de energia e a força de atração do núcleo (+) pelos elétrons do nível mais externo (–) aumenta proporcionalmente. Por isso, o valor da 4ª energia de ionização é muito maior que o valor da 3ª energia de ionização.

Aumento da energia de ionização nas famílias e nos períodos da tabela

Simbolizando energia de ionização por EI, temos para o alumínio:

1ª EI < 2ª EI < 3ª EI <<< 4ª EI

Mesmo sem conhecer todos os valores experimentais da energia de ionização dos átomos de cada elemento químico, podemos "prever" como essa propriedade varia em uma família ou em um período da tabela, tomando-se por base a variação do raio atômico. Acompanhe:

- Quanto **maior o raio atômico** do elemento, **mais distante** fica o núcleo do átomo do seu nível de energia mais externo (no estado fundamental). Nesse caso, a atração que os prótons exercem sobre os elétrons mais externos é menor (e a repulsão exercida pelos elétrons mais internos é maior), portanto será mais fácil retirar um elétron do átomo isolado, ou seja, **menor a energia de ionização** do elemento.
- Quanto **menor o raio atômico** do elemento, maior é a atração que o núcleo exerce sobre os elétrons do nível mais externo e **maior a energia necessária para retirar o elétron** do átomo.

Para elementos que ocupem uma mesma família ou período da tabela, quanto menor o raio atômico, maior a energia de ionização e vice-versa.

Questões

8. (UFRRJ) Colocando em ordem decrescente de tamanho atômico os elementos oxigênio, germânio e carbono, temos:

a) $_{6}C > _{8}O > _{32}Ge$
b) $_{6}C > _{32}Ge > _{8}O$
c) $_{32}Ge > _{8}O > _{6}C$
X d) $_{32}Ge > _{6}C > _{8}O$
e) $_{8}O > _{32}Ge > _{6}C$

9. (Unicamp-SP) Mendeleyev, observando a periodicidade de propriedades macroscópicas dos elementos e de alguns de seus compostos, elaborou a tabela periódica. O mesmo raciocínio pode ser aplicado às propriedades microscópicas. Na tabela a seguir, dos raios iônicos, dos íons dos metais alcalinos e alcalinoterrosos, estão faltando os dados referentes ao Na^{1+} e ao Sr^{2+}. Baseando-se nos valores dos raios iônicos, em picômetro, da tabela, calcule, aproximadamente, os raios iônicos destes cátions.
Observação: 1 picômetro (pm) = $1 \cdot 10^{-12}$ metros.

Cátion	Li^{1+}	Na^{1+}	K^{1+}	Rb^{1+}	Cs^{1+}
Raio iônico	60	?	133	148	160
Cátion	Be^{2+}	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
Raio iônico	31	65	99	?	135

10. (Fafeod-MG) Damos, a seguir, o 1º, 2º, 3º e 4º potenciais de ionização do Mg (Z = 12), B (Z = 5) e K (Z = 19). Esses elementos, na tabela, serão representados por **X**, **Y**, **W**, mas não necessariamente na mesma ordem.

Elemento		X	Y	W
Potenciais de ionização (em volts)	1º	8,3	7,6	4,3
	2º	25	15	32
	3º	38	80	46
	4º	259	109	61

Marque a alternativa em que há uma correspondência correta entre Mg, B, K e as letras X, Y, W.

	X	Y	W
a)	B	K	Mg
X b)	B	Mg	K
c)	K	Mg	B
d)	K	B	Mg
e)	Mg	B	K

11. (UPM-SP) Para que seja usado com o máximo de eficiência em fotocélulas e em aparelhos de televisão, um elemento deve ter uma energia de ionização muito baixa e, portanto, ser facilmente ionizado pela luz. Qual dos elementos abaixo você acha que seria o melhor para este propósito?
a) K X b) Li c) Na d) Cs e) Rb

12. Coloque os átomos relacionados nos itens a seguir em ordem crescente de energia de ionização. Justifique.
a) $_{5}B$, $_{8}O$, $_{10}Ne$, $_{9}F$
b) $_{20}Ca$, $_{12}Mg$, $_{56}Ba$, $_{4}Be$
c) $_{19}K$, $_{20}Ca$, $_{37}Rb$, $_{55}Cs$

Eletronegatividade

Determinados elementos possuem tendência a perder elétrons (como os metais) ou a ganhar elétrons (como os ametais).

Isso pode ser verificado experimentalmente em função das substâncias compostas que eles formam. Linus Pauling procurou **quantificar** essa tendência, estabelecendo uma escala de eletronegatividade.

Eletronegatividade é a tendência que um átomo possui de atrair elétrons para perto de si, quando se encontra "ligado" a outro átomo de elemento químico diferente, numa substância composta.

Linus Carl Pauling entrou para a universidade aos 16 anos. Foi autor de quase setecentos trabalhos, escreveu vários livros e atuou nas áreas de Química, Física, Biologia e Medicina. Recusou o convite do físico Robert Oppenheimer para chefiar a divisão de Química do projeto da construção da bomba atômica. Em 1954, Pauling recebeu o prêmio Nobel de Química pelo seu trabalho sobre ligações dos átomos e formação das substâncias e, em 1962, recebeu o prêmio Nobel da Paz.

Valores de eletronegatividade de Pauling

$_{1}$H 2,1																
$_{3}$Li 1,0	$_{4}$Be 1,5											$_{5}$B 2,0	$_{6}$C 2,5	$_{7}$N 3,0	$_{8}$O 3,5	$_{9}$F 4,0
$_{11}$Na 1,0	$_{12}$Mg 1,2											$_{13}$Aℓ 1,5	$_{14}$Si 1,8	$_{15}$P 2,1	$_{16}$S 2,5	$_{17}$Cℓ 3,0
$_{19}$K 0,9	$_{20}$Ca 1,0	$_{21}$Sc 1,3	$_{22}$Ti 1,4	$_{23}$V 1,5	$_{24}$Cr 1,6	$_{25}$Mn 1,6	$_{26}$Fe 1,7	$_{27}$Co 1,7	$_{28}$Ni 1,8	$_{29}$Cu 1,8	$_{30}$Zn 1,6	$_{31}$Ga 1,7	$_{32}$Ge 1,9	$_{33}$As 2,1	$_{34}$Se 2,4	$_{35}$Br 2,8
$_{37}$Rb 0,9	$_{38}$Sr 1,0	$_{39}$Y 1,2	$_{40}$Zr 1,3	$_{41}$Nb 1,5	$_{42}$Mo 1,6	$_{43}$Tc 1,7	$_{44}$Ru 1,8	$_{45}$Rh 1,8	$_{46}$Pd 1,8	$_{47}$Ag 1,6	$_{48}$Cd 1,6	$_{49}$In 1,6	$_{50}$Sn 1,8	$_{51}$Sb 1,9	$_{52}$Te 2,1	$_{53}$I 2,5
$_{55}$Cs 0,8	$_{56}$Ba 1,0	$_{71}$Lu 1,1	$_{72}$Hf 1,3	$_{73}$Ta 1,4	$_{74}$W 1,5	$_{75}$Re 1,7	$_{76}$Os 1,9	$_{77}$Ir 1,9	$_{78}$Pt 1,8	$_{79}$Au 1,9	$_{80}$Hg 1,7	$_{81}$Tℓ 1,6	$_{82}$Pb 1,7	$_{83}$Bi 1,8	$_{84}$Po 1,9	$_{85}$At 2,1
$_{87}$Fr 0,8	$_{88}$Ra 1,0	$_{89}$Ac 1,1														

Legenda: < 1; 1,0 – 1,4; 1,5 – 1,9; 2,0 – 2,4; 2,5 – 2,9; 3,0 – 4,0

Com base na variação do raio atômico dos elementos, temos:

- Quanto menor o raio atômico, maior será a atração do núcleo pelos elétrons do nível de energia mais externo e, portanto, maior a eletronegatividade.
- Quanto maior o raio atômico, menor será a atração do núcleo pelos elétrons do nível de energia mais externo e menor será a eletronegatividade.

A eletronegatividade do átomo de um elemento químico aumenta conforme o raio atômico diminui.

Aumento da eletronegatividade nas famílias e nos períodos da tabela

Eletropositividade ou caráter metálico

A eletropositividade indica a tendência que o átomo de cada elemento possui de se afastar de seus elétrons mais externos diante de outro átomo de elemento químico diferente, quando ambos fazem parte de uma substância composta. Como, na presença de elementos com alta eletronegatividade, os metais mostram essa tendência, a eletropositividade também é chamada caráter metálico.

Eletropositividade é a capacidade que um átomo possui de se afastar de seus elétrons mais externos, em comparação a outro átomo, na formação de uma substância composta.

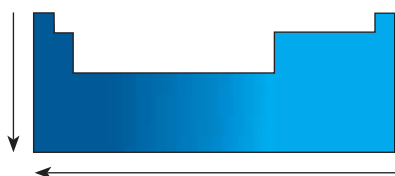
Não existe uma escala oficial de eletropositividade; porém, se colocarmos os elementos em ordem decrescente de eletronegatividade, obteremos uma escala em ordem crescente de eletropositividade.

← **eletronegatividade aumenta e eletropositividade diminui**

F O N Cℓ Br I S C ,..., H P ,..., metais comuns Fr

eletronegatividade diminui e eletropositividade aumenta →

Considerando a variação do raio atômico dos elementos, temos:

- Quanto menor o raio atômico, maior será a atração do núcleo pelos elétrons do nível de energia mais externo e maior a dificuldade do átomo em doar elétrons, portanto menor será a eletropositividade.
- Quanto maior o raio atômico, menor será a atração do núcleo pelos elétrons do nível de energia mais externo e maior a facilidade do átomo em doar elétrons, portanto maior será a eletropositividade.

Aumento da eletropositividade nas famílias e nos períodos da tabela

A eletropositividade aumenta conforme o raio atômico aumenta.

Questões

13. (Acafe-SC) Em relação à eletronegatividade, a alternativa verdadeira é:

a) Os metais, em geral, são os elementos mais eletronegativos.
b) Os elementos que apresentam os maiores valores de eletronegatividade são os metais alcalinos.
X c) Os elementos mais eletronegativos estão na parte superior direita da tabela periódica.
d) Os gases nobres são estáveis devido à sua alta eletronegatividade.
e) Os elementos de transição são os elementos com os mais altos valores de eletronegatividade.

14. Indique se os valores de eletropositividade são altos ou baixos para os grupos de elementos a seguir.

a) F, Br, At
b) Li, Rb e Cs
c) S, Se e Te
d) Mg, Sr e Ba

15. (Fameca-SP) Os elementos químicos A, B, C, D e E apresentam os números atômicos 26, 11, 9, 3 e 7, respectivamente.

Qual a alternativa que apresenta a sequência decrescente de eletronegatividade?

a) 7, 11, 3, 26, 9
b) 7, 26, 11, 3, 9
c) 9, 3, 11, 26, 7
X d) 9, 7, 26, 3, 11
e) 7, 9, 11, 26, 3

Exercícios de revisão

13.1 (UFU-MG) No início do século XIX, com a descoberta e o isolamento de diversos elementos químicos, tornou-se necessário classificá-los racionalmente, para a realização de estudos sistemáticos. Muitas contribuições foram somadas até se chegar à atual classificação periódica dos elementos químicos. Em relação à classificação periódica atual, responda:

a) Como os elementos são listados, sequencialmente, na tabela periódica?

b) Em quais grupos da tabela periódica podem ser encontrados: um halogênio, um metal alcalino, um metal alcalinoterroso, um calcogênio e um gás nobre?

13.2 (Esal-MG) O potássio é um elemento químico importante para a nutrição das plantas e dos animais. Esse elemento pertence ao grupo denominado:

X a) alcalinos.
b) alcalinoterrosos.
c) metais nobres.
d) halogênios.
e) calcogênios.

13.3 (Ufpel-RS) Os elementos químicos silício e germânio são semimetais e constituem os chamados semicondutores, usados para construir componentes eletrônicos, como diodos, transistores e microprocessadores.

Algumas das qualidades desses elementos devem-se às suas estruturas atômicas. Com relação ao silício e ao germânio e à posição que eles ocupam na tabela periódica, podemos afirmar que:

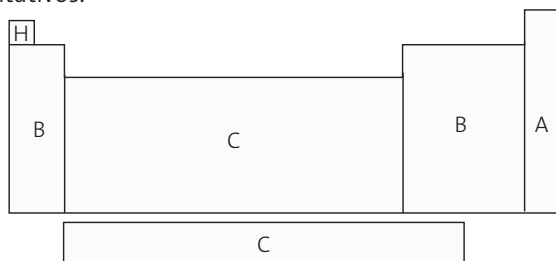
a) situam-se no mesmo período da tabela periódica e apresentam configuração final "$ns^2\ np^4$".

b) pertencem à mesma família da tabela periódica, possuindo, portanto, o mesmo número de níveis eletrônicos.

X c) pertencem à classe dos elementos representativos da família do carbono, possuindo em comum o mesmo número de elétrons de valência.

d) são elementos de transição e apresentam subnível energético do tipo "p".

e) apresentam o mesmo número de níveis eletrônicos, possuindo, então, o mesmo raio atômico.

13.4 (Cefet-PR) Os elementos químicos são divididos em elementos representativos, elementos de transição e gases nobres. Assinale a alternativa correta que representa a seguinte sequência: Transição, Gases Nobres e Representativos.

a) A, B, C b) B, A, C c) B, C, A X d) C, A, B e) C, B, A

13.5 (FMU-SP) Nos garimpos utiliza-se mercúrio para separar o ouro das impurezas. Quando o mercúrio entra em contato com a água dos rios, causa uma séria contaminação: é absorvido por microrganismos, que são ingeridos pelos peixes pequenos, os quais são devorados pelos peixes grandes usados na alimentação humana. Podemos prever, com o auxílio da tabela, que um elemento com comportamento semelhante ao do mercúrio é:

a) Na. b) C. X c) Cd. d) Ca. e) Fe.

13.6 (UCS-RS) Os elementos de transição formam compostos coloridos. Devido a essa característica são utilizados para várias finalidades, por exemplo em tatuagens. Os pigmentos coloridos mais comumente utilizados incluem sais de cádmio (amarelo ou vermelho), de cromo (verde), de cobalto (azul) e de ferro (castanho, rosa e amarelo). Todos os metais citados no texto

a) estão situados no quarto período da tabela periódica.

b) são denominados elementos de transição interna.

c) pertencem ao bloco **f** da tabela periódica.

d) são denominados elementos representativos.

X e) apresentam o elétron de maior energia situado no subnível **d**.

13.7 (UFRGS-RS) Assinale a alternativa que indica a ordem crescente dos raios atômicos.

a) ${}_{55}Cs < {}_{37}Rb < {}_{19}K < {}_{11}Na < {}_{3}Li$

b) ${}_{55}Cs < {}_{3}Li < {}_{37}Rb < {}_{11}Na < {}_{19}K$

c) ${}_{19}K < {}_{37}Rb < {}_{11}Na < {}_{55}Cs < {}_{3}Li$

d) ${}_{3}Li < {}_{55}Cs < {}_{11}Na < {}_{37}Rb < {}_{19}K$

X e) ${}_{3}Li < {}_{11}Na < {}_{19}K < {}_{37}Rb < {}_{55}Cs$

13.8 (Unip-SP) É dada a configuração eletrônica de cinco elementos químicos pertencentes ao **mesmo período** da tabela periódica:

A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
D: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
E: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

O elemento que apresenta a primeira energia de ionização mais elevada é:

X a) A.
b) B.
c) C.
d) D.
e) E.

13.9 (UFRJ) O livro *A tabela periódica*, de Primo Levi, reúne relatos autobiográficos e contos que têm a Química como denominador comum. Cada um de seus 21 capítulos recebeu o nome de um dos seguintes elementos da tabela periódica: Argônio, Hidrogênio, Zinco, Ferro, Potássio, Níquel, Chumbo, Mercúrio, Fósforo, Ouro, Cério, Cromo, Enxofre, Titânio, Arsênio, Nitrogênio, Estanho, Urânio, Prata, Vanádio, Carbono.

Escreva o símbolo do elemento que dá nome a um capítulo e corresponde a cada uma das seis descrições a seguir.
I – É metal alcalino.
II – É líquido na temperatura ambiente.
III – É o de menor potencial de ionização do grupo 15.
IV – É radioativo, usado em usinas nucleares.
V – Aparece na natureza na forma de gás monoatômico.
VI – É lantanídeo.

13.10 (Facid-PI) Na iluminação de rua de Teresina utilizam-se, predominantemente, lâmpadas a vapor de sódio, que emitem luz de cor amarela, quando os átomos de sódio são excitados por descargas elétricas. O acionamento das lâmpadas se dá através de relés fotoelétricos (fotocélulas) que, logo após o pôr do sol, permitem a passagem de corrente elétrica.
Quais das alternativas seguintes estão corretas?
I. A emissão de luz pelas lâmpadas a vapor de sódio deve-se ao fato de que os elétrons, após a excitação provocada pelas descargas elétricas, retornam aos níveis de energia originais, emitindo luz de cor característica (amarela).
II. A eficiência das fotocélulas está associada à baixa energia de ionização dos metais presentes. Logo, o potássio e o césio são mais eficientes para esse fim que o magnésio e o cálcio.
III. A cor da luz emitida independe do comprimento de onda da radiação eletromagnética.
IV. Os fenômenos envolvidos na emissão de luz quando átomos gasosos são excitados foram explicados por Rutherford.

X a) I e II, apenas
b) I e III, apenas
c) II e III, apenas
d) I, II e III, apenas
e) I, II e IV, apenas

13.11 (UEGO-GO) Para responder à questão a seguir utilize (V) verdadeiro ou (F) falso.
Os metais são substâncias que apresentam elevada condutividade elétrica, brilho metálico, ductibilidade (capacidade de ser estirados em fios), maleabilidade (capacidade de ser forjado em folhas finas) e, geralmente, elevado ponto de fusão. O cristal metálico é envolvido por uma nuvem eletrônica deslocalizada (elétrons livres) que é responsável por essas propriedades físicas.
Esse modelo de cristal metálico relaciona-se com as afirmativas:
(///) Os átomos do metal estão fracamente ligados com o(s) seu(s) elétron(s) de valência. V
(///) A energia de ionização é elevada. F
(///) O elemento com a seguinte configuração eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ é um metal. V
(///) As propriedades químicas dos metais estão também relacionadas com a baixa eletronegatividade. V
(///) O elemento com a seguinte configuração eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$ é um metal. V

13.12 Considere as seguintes propriedades:
• configuração eletrônica da camada de valência $ns^2\ np^3$;
• boa condutividade elétrica;
• baixa energia de ionização;
• alta eletronegatividade.
A sequência de elementos que apresentam as propriedades relacionadas, na ordem dada, é:
a) N, Pt, Cℓ e F.
b) Ca, Cu, K e Br.
c) Aℓ, Au, Cℓ e Na.
X d) P, Cu, Na e Cℓ.
e) As, Cℓ, K e Br.

13.13 (PUC-PR) Entre os diagramas a seguir, relacionados com a tabela periódica, quais estão corretos?

I. Variação do tamanho do átomo
II. Variação do potencial de ionização
III. Variação da afinidade eletrônica
IV. Variação da eletronegatividade

V. Variação da positividade
a) II e V
b) II e III
c) I e V
X d) II e IV
e) III e IV

13.14 (FGV-SP) A tabela apresenta três propriedades, **X** (pm), **Y** (kJ/mol) e **Z** (pm) relacionadas a três elementos.

elementos	X (pm)	Y (kJ/mol)	Z (pm)
magnésio	160	736	72
cálcio	197	590	100
cloro	99	1 255	181

As propriedades **X**, **Y** e **Z** são, respectivamente, o(a):
X a) raio atômico, primeira energia de ionização e raio iônico.
b) raio atômico, eletronegatividade e afinidade eletrônica.
c) raio iônico, afinidade eletrônica e raio atômico.
d) raio iônico, primeira energia de ionização e raio atômico.
e) eletronegatividade, raio atômico e afinidade eletrônica.

13.15 (UEMT) As energias de ionização de um metal M são:
1ª energia de ionização 138 kcal/mol
2ª energia de ionização 434 kcal/mol
3ª energia de ionização 656 kcal/mol
4ª energia de ionização 2 767 kcal/mol
Com base nesses dados, espera-se que um átomo desse metal, ao perder elétrons, adquira configuração mais estável quando perde:
a) 2 elétrons.
X b) 3 elétrons.
c) 4 elétrons.
d) 5 elétrons.
e) 6 elétrons.

13.16 Se uma uva, uma laranja e uma melancia fossem átomos, qual seria a ordem de eletronegatividade entre eles? E a ordem de energia de ionização, qual seria?

Compreendendo o mundo

O tema central desta unidade foi “radiações eletromagnéticas”.

A emissão descontrolada de ondas eletromagnéticas em alguns locais, como na av. Paulista (capital de São Paulo), pode gerar situações inusitadas, como no caso de um guindaste que passou a transmitir uma rádio local fazendo os funcionários da obra pensarem que a construção estava mal-assombrada; letreiros luminosos de ônibus que apagam e acendem sem parar, impedindo que o usuário saiba o destino do ônibus que está vindo; aparelhos de exame médico que só funcionavam quando o farol fechava (antes de as paredes dos consultórios serem blindadas); máquinas de lavar roupa que pulavam etapas da programação toda vez que o acendedor automático do fogão era acionado (a blindagem de tal máquina já foi aperfeiçoada); até o caso de usuários de marca-passo que se sentem mal ao caminhar por essa avenida.

Outra controvérsia é a inocuidade (ou não) dos aparelhos móveis (celulares, *hotspot*, entre outros) para a saúde, principalmente em relação ao uso por crianças cujas células ainda estão em intensa divisão e cujo organismo apresenta mais água do que o de um adulto. Como ainda não há estudos conclusivos a respeito, não custa manter alguns cuidados, como evitar o uso de celular por menores de 15 anos, e acima dessa idade usá-los por tempo curto e espaçado, em aparelhos cuja dose de absorção específica (DAS) seja a mais baixa possível, entre 0,3 W/kg e 0,4 W/kg. A norma fixa em 2 W/kg a DAS máxima para se evitar os efeitos térmicos da radiação eletromagnética. A indicação da DAS é obrigatória nos aparelhos, mas muitos consumidores não estão informados, e as empresas de aparelhos de telefonia móvel nem sempre respeitam essa norma. Também é bom saber que no momento em que se digitam os números, a potência da emissão é mais forte e é melhor só colocar o aparelho no ouvido quando a conexão for completada.

Outro problema são as rádios piratas que costumam invadir as frequências das emissoras comerciais, causando diversos transtornos e perigo de acidentes aéreos. Isso ocorre porque a frequência mais alta em que uma emissora FM pode transmitir segundo as leis é 108 MHz. Logo acima dos 108 MHz, começa a faixa de frequências utilizadas no sistema de pouso por instrumentos, um recurso eletrônico usado pelos aeroportos que envia dados por sinais de rádio aos aviões para orientá-los em caso de tempo ruim. Se, por um erro humano ou do equipamento, uma emissora de rádio passar a transmitir sua programação alguns megahertz além dos 108, pode acabar interferindo catastroficamente na aterrissagem de uma aeronave. Esse tipo de erro é praticamente impossível de ocorrer em emissoras de rádio legais, já em uma rádio pirata que utiliza equipamentos em condições precárias...

E dentro de casa ou no trabalho? Estamos mais protegidos pelo menos das radiações naturais? Nem sempre. É comum os dermatologistas prescreverem cremes com fator de proteção solar para serem usados diariamente, mesmo a quem não fica exposto ao sol, por causa do uso intensivo de lâmpadas fluorescentes (mais econômicas) e das horas de estudo ou de trabalho (ou de lazer) em frente ao computador. Se tais radiações podem causar envelhecimento precoce e rugas e precisam ser bloqueadas com o uso de cremes, então talvez possam causar problemas mais sérios em pessoas predispostas.

Aliás, a poluição em geral em ambientes internos muitas vezes é bem pior e mais concentrada do que em ambientes externos. Isso ocorre devido às baixas taxas de trocas de ar desses ambientes, principalmente naqueles em que se usa ar-condicionado, o que gera um grave aumento na concentração de poluentes químicos e biológicos. Como muitas pessoas passam boa parte da vida em recintos fechados, seja em casa, no trabalho, no transporte, seja em locais de lazer, a qualidade do ar de interiores (QAI) se tornou um tema importante de pesquisa na área de Saúde Pública e também o tema central de nossa próxima unidade.

UNIDADE

4 Poluição de interiores

Como isso nos afeta?

Quem trabalha e mora em uma cidade grande, industrializada e com altos níveis de poluição, geralmente, ao fim do dia, fica ansioso para voltar para casa, principalmente se ela for aconchegante, bem limpinha e cheirosa. A sensação que se tem ao chegar em casa é a de estar finalmente livre da poluição. Pura ilusão. A poluição do ar dentro de um ambiente interno costuma ser maior do que a poluição externa. Isso ocorre por causa das baixas taxas de troca de ar nesses ambientes, o que gera um grande aumento na concentração de poluentes.

E quais as fontes de poluição existentes em nosso lar ou ambiente de trabalho? Inúmeras, como fumaça de cigarro, produtos de limpeza, fogão a gás ou a lenha e até mesmo material de construção e mobiliários (radônio, fórmicas, carpetes, tintas, vernizes, encanamentos de PVC).

São tantas as fontes e os tipos de material que geram poluição em ambientes fechados que certamente não conseguiremos esgotar o assunto, mas teremos informações suficientes para fazer opções melhores, que nos tragam mais qualidade de vida.

Oceanimages/AGE Fotostock/Keystone

CONTEÚDO DIGITAL

CAPÍTULO 14

Ligações covalentes

Saiu na Mídia!

As causas da poluição atmosférica de interiores

"Os poluentes de interiores podem ser liberados em alta concentração, em um curto período de tempo (como quando uma pessoa usa tinta *spray*), ou em baixa concentração, por um longo intervalo de tempo, (como os produtos químicos que escapam de seu carpete). [...]

Uma casa comum contém muitas potenciais fontes de poluição atmosférica de interiores.

A seguir estão descritos alguns dos poluentes de interiores mais comuns e suas fontes:

Radônio – muitas vezes encontrado no leito rochoso que assenta uma casa e em material de construção.

Fumaça de tabaco – a combinação de fumaça emitida por um cigarro, cachimbo ou charuto aceso e de fumaça exalada pelo fumante.

Contaminantes biológicos – bactérias, mofo, umidade, vírus, resíduos de pelos de animais, ácaros, baratas e pólen. Vários deles crescem em ambientes úmidos e quentes ou são trazidos de fora da casa.

Combustão – aquecedores a gás sem ventilação, lareiras, fogões a lenha e fogões a gás emitem monóxido de carbono, dióxido de nitrogênio e pequenas partículas. Mais de três bilhões de pessoas no mundo continuam a depender de combustíveis sólidos, como a madeira e o carvão, para atender às suas necessidades de energia.

Produtos domésticos – tintas, vernizes e produtos de limpeza contêm produtos químicos orgânicos liberados durante o uso e a armazenagem.

Pesticidas – 80% da exposição da maioria das pessoas a pesticidas acontece em ambientes fechados. Níveis mensuráveis de até 12 pesticidas já foram medidos no ar interior.

O potencial de causar danos de qualquer um desses poluentes depende, em parte, da sensibilidade de cada pessoa. Os idosos, os jovens e os que sofrem de sistemas imunológicos deficientes tendem a ser mais suscetíveis. A ventilação também desempenha um papel na maneira pela qual esses poluentes podem prejudicar as pessoas. Caso haja ar fresco em frequente circulação pela área, eles não terão tanto tempo para se acumular e atingir níveis perigosos."

COMO tudo funciona. Disponível em: <http://casa.hsw.uol.com.br/poluicao-indoor1.htm>. Acesso em: 7 fev. 2013.

Jochen Tack/Alamy/Other Images

Produtos de limpeza doméstica podem ser uma fonte de poluição de interiores.

Você sabe explicar?

▶ **O radônio é um gás nobre e raro. Por que é considerado poluente?**

Em 1920 Linus Pauling encontrou um artigo de Gilbert Newton Lewis que propunha uma teoria para explicar por que os átomos se mantinham juntos formando substâncias simples e compostas por milhares de anos, como nas pirâmides do Egito, ou até por milhões de anos, como nos ossos dos dinossauros. Lewis chamou essa propriedade dos átomos de *chemical bond*, que em português significa **ligação química**. Esse assunto despertou grande interesse em Linus Pauling, e ele decidiu que iria investigar a respeito das ligações químicas dos átomos para compreender o que impedia o mundo de se "desmanchar".

Para saber mais sobre o avanço no estudo das ligações químicas, leia o artigo disponível em: < http://noticias.terra.com.br/ciencia/noticias/0,,OI6147149-EI8147,00-Microscopio+consegue+registrar+ligacoes+individuais+entre+atomos.html>. Acesso em: 17 set. 2012.

1 Estabilidade e regra do octeto

Na natureza, os únicos elementos cujos átomos são estáveis na forma isolada são os gases nobres. Como todas as propriedades químicas dos elementos estão relacionadas às suas configurações eletrônicas, os cientistas concluíram que a estabilidade dos gases nobres estava relacionada ao fato de os átomos desses elementos possuírem o último nível de energia (camada de valência) completo no estado fundamental. Isso significa ter 2 elétrons quando a camada de valência for o 1º nível de energia, e 8 elétrons quando for o 2º, 3º, 4º, 5º ou 6º nível de energia (para os elementos químicos conhecidos). Observe:

$_{2}He$: $\mathbf{1s^2}$

$_{10}Ne$: $1s^2$ / $\mathbf{2s^2\ 2p^6}$

$_{18}Ar$: $1s^2$ / $2s^2\ 2p^6$ / $\mathbf{3s^2\ 3p^6}$

$_{36}Kr$: $1s^2$ / $2s^2\ 2p^6$ / $3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$ / $\mathbf{4s^2\ 4p^6}$

$_{54}Xe$: $1s^2$ / $2s^2\ 2p^6$ / $3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$ / $4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}$ / $\mathbf{5s^2\ 5p^6}$

$_{86}Rn$: $1s^2$ / $2s^2\ 2p^6$ / $3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$ / $4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}$ / $5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}$ / $\mathbf{6s^2\ 6p^6}$

Na natureza a grande maioria dos átomos dos elementos químicos não é encontrada isoladamente. Em geral, os átomos apresentam-se ligados uns aos outros formando as inúmeras substâncias simples e compostas que conhecemos. Em geral, a formação de substâncias ocorre com liberação de energia, o que significa que os átomos são mais estáveis ligados uns aos outros do que isolados.

Essa ideia foi enunciada pela primeira vez em 1916 pelo químico alemão Walther Kossel (1888-1956) como teoria eletrônica de valência e, mais tarde, aperfeiçoada, independentemente, pelos químicos norte-americanos Gilbert Newton Lewis (1875-1946) e Irving Langmuir (1881-1957), que foi quem criou o nome **regra do octeto**.

Os átomos dos diferentes elementos estabelecem ligações, doando, recebendo ou compartilhando elétrons para adquirir uma configuração eletrônica igual à de um gás nobre no estado fundamental: 8 elétrons no nível de energia mais externo ou, então, 2 elétrons se o nível mais externo for o primeiro.

É importante observar, porém, que a regra do octeto é apenas uma "ferramenta" útil para encontrar teoricamente a fórmula dos compostos mais comuns formados por elementos representativos (não todos), mas essa regra não explica o fenômeno das ligações químicas e não é seguida pela maioria dos elementos da tabela periódica.

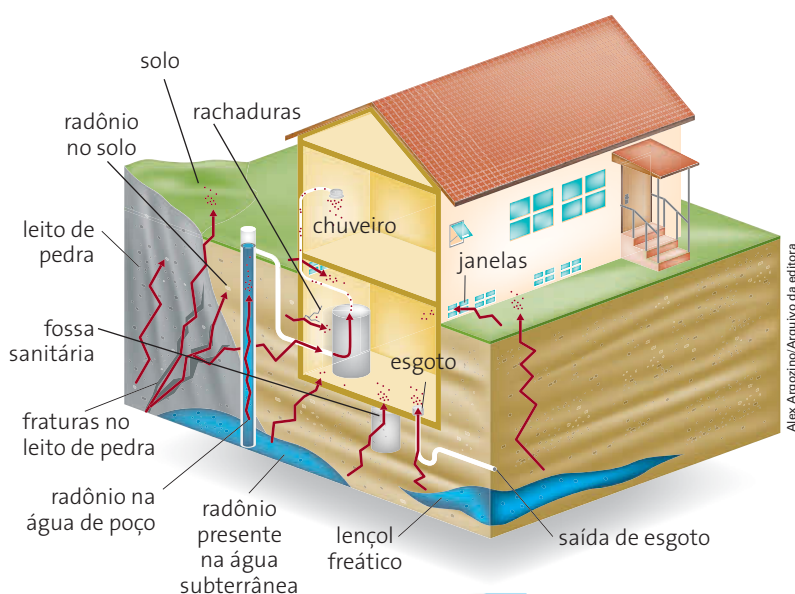
Culturas tratadas com fertilizantes fosfatados, naturalmente ricos em urânio 238 e, consequentemente, seus produtos de decaimento, estão sujeitas à formação de radônio 222, um gás inerte e bastante denso que vai se acumulando numa camada baixa da atmosfera, envolvendo o cultivo.

O radônio é um gás nobre e raro. Por que é considerado poluente?

O radônio é um gás nobre radioativo, formado na série de decaimento do urânio 238 (o isótopo mais comum e abundante de urânio). Possui massa molar ≃ 222 g/mol e densidade 9,73 g/cm³. Por ser muito denso, o radônio se acumula em solos, águas freáticas e em vários tipos de material de construção, como concreto, pedras e tijolos.

Se a água que abastece a casa vem de um poço, o radônio pode ser liberado no ar durante o banho. Já o radônio originário do solo pode penetrar em ambientes fechados através de fissuras e rachaduras localizadas no alicerce da construção, nas paredes e nas lajes.

A concentração de radônio em material de construção de origem natural, como tijolo de argila, granito, arenito e mármore, é muito variável, e o nível de radônio em ambientes fechados pode aumentar bastante pela emissão desses tipos de material.

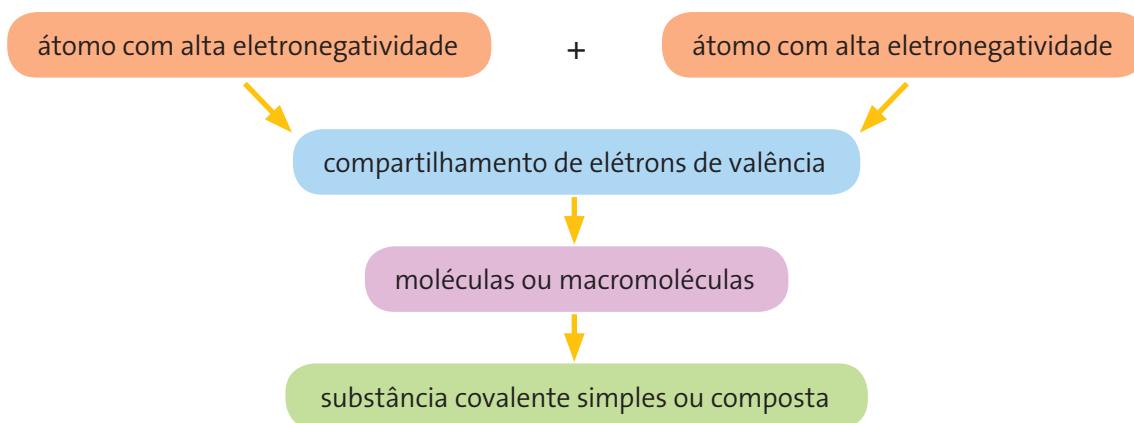
Nos Estados Unidos, esse gás é reconhecido como um dos principais poluentes em recintos fechados, pois representa um sério risco à saúde da população principalmente por ser a segunda maior causa de câncer de pulmão nesse país.

Contaminação do ambiente por gás radônio

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

2 Compartilhamento de elétrons

Dois átomos com alta eletronegatividade estabelecem uma ligação química compartilhando seus elétrons mais externos (de valência).

O compartilhamento de pares de elétrons de valência é o que caracteriza a chamada ligação covalente.

Esquema da ligação covalente:

Observe que os átomos estabelecem ligações químicas para adquirir estabilidade, ou seja, um estado de menor energia possível.

No capítulo 7 (página 108) vimos um primeiro conceito de molécula, proposto por Avogadro:

Molécula é a menor partícula de uma substância capaz de existir isoladamente, e átomos representam a menor quantidade de um elemento químico encontrado nas moléculas de diferentes substâncias.

A descoberta dos elétrons e os estudos de Walther Kossel, Gilbert Newton Lewis e Linus Pauling sobre ligações químicas levaram a uma evolução desse conceito.

Atualmente, podemos definir:

> Moléculas são estruturas de massa molar conhecida formadas por um número relativamente pequeno e determinado de átomos (de mesmo elemento ou não) ligados entre si pelo compartilhamento de elétrons de valência.

E **macromoléculas** são estruturas de massa molar muito elevada (embora não conhecida com precisão) formadas por um número muito grande e indeterminado de átomos (de mesmo elemento ou não) ligados entre si pelo compartilhamento de elétrons de valência.

Podemos estudar os casos mais simples de ligação covalente utilizando como modelo a regra do octeto.

Veja os seguintes exemplos.

Ligação covalente e energia

Considere, por exemplo, a formação da molécula de gás hidrogênio (que é a mais simples). Sua **fórmula molecular** é H_2, o que indica que a molécula é formada pela união de 2 átomos de hidrogênio ($Z = 1$).

Veja a configuração eletrônica dos átomos de hidrogênio:

- H: $1s^1$ precisa de mais um elétron para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre hélio ($1s^2$)
- H: $1s^1$ precisa de mais um elétron para ficar com a configuração eletrônica do gás nobre hélio ($1s^2$)

Compartilhando seu (único) elétron de valência, cada átomo de hidrogênio, que possuía apenas 1 elétron, passa a possuir um par, completando sua camada de valência e adquirindo estabilidade. Esse modelo é representado pelas seguintes **fórmulas**:

Fórmula eletrônica ou fórmula de Lewis

Mostra os elétrons* da camada de valência de cada átomo, colocando lado a lado os que estão sendo compartilhados.

Para a molécula de gás hidrogênio, temos:

H ○ + ● H ⟶ H ○● H ou H ○● H

* Os elétrons são representados por bolinhas cheias e vazias por questões didáticas. Elétrons não têm cor.

Fórmula estrutural

Representa **cada par de elétrons da camada de valência dos átomos por um traço**. O(s) traço(s) entre os símbolos dos átomos mostra(m) os elétrons que estão sendo compartilhados.

Para a molécula de gás hidrogênio, temos:

H — H

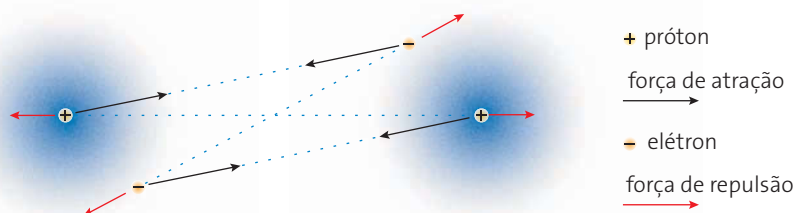
Quando dois átomos fazem apenas uma ligação covalente comum entre eles, como o H — H, forma-se uma **ligação simples**.

E como (e por que) a ligação covalente se forma?

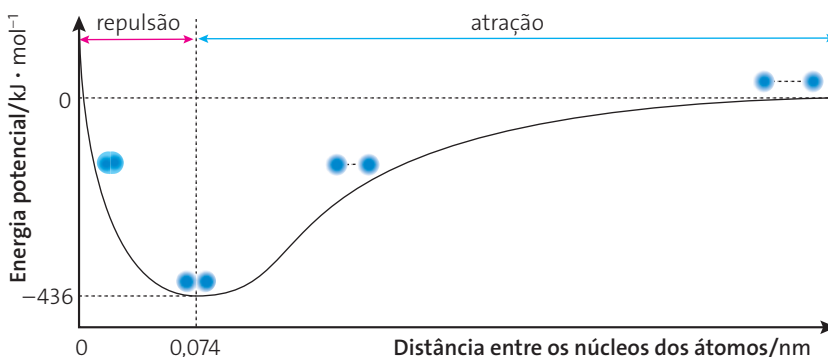
Entre dois átomos (como os de hidrogênio), que estão próximos um do outro, se estabelecem continuamente **forças de atração e repulsão** que geram uma energia potencial.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Forças envolvidas:

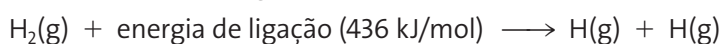
- Atração do núcleo (próton) de um átomo de hidrogênio pelo elétron do outro átomo.
- Repulsão entre os elétrons e os núcleos (prótons) de cada átomo.

Quando os átomos de hidrogênio estão relativamente afastados, as forças de repulsão são desprezíveis, predominando as forças de atração. À medida que os dois átomos de hidrogênio se aproximam, as forças de atração vão aumentando, e a energia potencial entre os átomos, diminuindo.

Se os átomos de hidrogênio forem forçados a se aproximar a uma distância menor do que 0,074 nm, as forças de repulsão começam a prevalecer, e a energia potencial entre os átomos aumenta.

Quando os núcleos dos átomos ficam a uma distância de 0,074 nm, as forças de atração e de repulsão se compensam, e o sistema adquire uma energia potencial mínima de –436 kJ/mol, ou seja, a ligação química se estabelece, e o sistema libera 436 kJ de energia por mol de moléculas de H_2(g) formadas. Esse fenômeno pode ser descrito por meio de um gráfico:

Lembre-se de que 1 nm = 10^{-9} m.

E como é possível medir a energia liberada na formação de um mol de moléculas de determinada substância? Não é possível. O que se faz é medir a energia necessária para quebrar a ligação entre dois átomos (energia de dissociação) de um mol de moléculas.

No caso do hidrogênio, temos:

$$H_2(g) + \text{energia de ligação (436 kJ/mol)} \longrightarrow H(g) + H(g)$$

Como são necessários 436 kJ de energia para dissociar um mol de moléculas de H_2(g) em átomos H(g) e H(g), concluímos que o processo inverso em que se estabelece a ligação entre os átomos H(g) e H(g) para formar um mol de moléculas de H_2(g) libera exatamente esse valor de energia: –436 kJ/mol.

$$H(g) + H(g) \longrightarrow H_2(g) + \text{energia de ligação (436 kJ/mol)}$$

O sinal negativo indica que a energia está sendo **liberada** (valor experimental para a formação de 1 mol de ligações H — H).

A ligação covalente torna-se efetiva (e estável) quando a distância entre os dois átomos é tal que as forças de atração existentes são totalmente compensadas pelas forças de repulsão.

Numa distância de 0,074 nm, os núcleos atraem com a mesma intensidade os elétrons. Essa atração, que faz com que os átomos de hidrogênio permaneçam juntos, é denominada **ligação covalente**.

Observe outros exemplos de formação de moléculas:

Molécula de gás carbônico				
Configuração eletrônica	**Para completar o octeto:**	**Fórmula molecular**	**Fórmula eletrônica**	**Fórmula estrutural**
${}_6C: 1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^2}$	precisa de mais 4 elétrons. ${}_{10}Ne: 1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^6}$	CO_2	:Ö: + •Ċ• + :Ö: ⟶ ⟶ Ö::C::Ö	⟨O = C = O⟩ A seguinte representação também é usual. Ö = C = Ö
${}_8O: 1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^4}$	precisa de mais 2 elétrons. ${}_{10}Ne: 1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^6}$			

Quando dois átomos estabelecem entre si duas ligações covalentes comuns, forma-se uma **ligação dupla**. A molécula de CO_2(g) possui duas ligações duplas. Os pares de elétrons que não estão sendo compartilhados não precisam ser necessariamente representados na fórmula estrutural, logo a fórmula O = C = O também é válida.

Molécula de gás nitrogênio				
Configuração eletrônica	**Para completar o octeto:**	**Fórmula molecular**	**Fórmula eletrônica**	**Fórmula estrutural**
${}_7N: 1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^3}$	precisa de mais 3 elétrons. ${}_{10}Ne: 1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^6}$	N_2	:N⁝ + ⁝N: ⟶ :N⁝⁝N:	|N ≡ N| ou :N ≡ N:

Quando dois átomos estabelecem entre si três ligações covalentes comuns, forma-se uma **ligação tripla**, como ocorre na molécula de N_2(g).

3 Casos especiais

Algumas vezes, o **par de elétrons compartilhado na ligação covalente** estabelecida entre dois átomos é **proveniente de um único átomo**, em vez de ser formado por um elétron de cada átomo, como nos exemplos anteriores. Na prática, porém, não há nenhuma diferença nas ligações covalentes por causa desse fato.

Acompanhe o exemplo a seguir, ainda levando em consideração o modelo da regra do octeto:

Molécula de gás monóxido de carbono				
Configuração eletrônica	**Para completar o octeto:**	**Fórmula molecular**	**Fórmula eletrônica**	**Fórmula estrutural**
${}_{6}C$: $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^2}$	precisa de mais 4 elétrons. ${}_{10}Ne$: $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^6}$	CO	$\cdot\dot{\underset{\cdot}{C}}\cdot + :\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}\cdot \longrightarrow :C::\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}\cdot$ $:C::\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}\cdot \longrightarrow :C\vdots\vdots O:$	$\vert C\equiv O\vert$ ou $:C\equiv O:$ ou $C\equiv O$
${}_{8}O$: $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^4}$	precisa de mais 2 elétrons. ${}_{10}Ne$: $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^6}$			

O átomo de carbono compartilha dois de seus elétrons de valência com o átomo de oxigênio, dessa forma o oxigênio completa seu octeto e adquire uma configuração eletrônica semelhante à de um gás nobre (com a camada de valência completa).

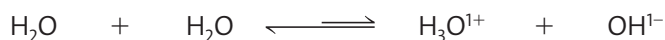
O carbono, porém, fica com seis elétrons na camada de valência (os quatro que possuía, mais dois do oxigênio, compartilhados nas duas ligações covalentes). Para completar o octeto do carbono, admite-se que o oxigênio compartilhe um de seus pares de elétrons com o carbono, de modo que entre os dois átomos se estabelece uma ligação tripla.

Observação: Nas tabelas as "bolinhas" estão representando os elétrons da camada de valência (último nível de energia) dos átomos. As cores são fantasia e estão sendo utilizadas apenas como recurso didático (os elétrons são todos iguais independentemente do átomo do qual façam parte). O tamanho dos elétrons é desprezível em relação ao tamanho dos prótons, ou seja, a única forma de representar os elétrons é superdimensionando seu tamanho.

Cátion hidrônio

O íon hidrônio, cuja fórmula molecular é H_3O^{1+}, é formado pela união de 1 átomo de oxigênio (Z = 8: $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^4}$) com 2 átomos de hidrogênio (Z = 1: $\mathbf{1s^1}$) e 1 próton, isto é, um hidrogênio que perdeu um elétron (H^{1+}). A formação do hidrônio ocorre, por exemplo, na autoionização da água, uma reação espontânea, que acontece em escala muito pequena, na qual duas moléculas de água reagem entre si formando íons. Para ter uma ideia, cada litro de água destilada a 25 °C contém cerca de 10^{-7} mol de íons H_3O^{1+} e 10^{-7} mol de íons OH^{1-} provenientes da autoionização da água.

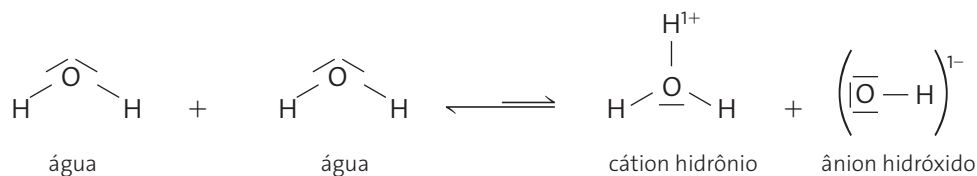
Acompanhe o esquema a seguir:

$$H_2O \quad + \quad H_2O \rightleftharpoons H_3O^{1+} \quad + \quad OH^{1-}$$

Observação: A dupla seta indica que a reação é reversível. Uma seta menor no sentido dos produtos indica que a reação inversa (no sentido dos reagentes) prevalece sobre a reação direta (no sentido dos produtos). Logo, a quantidade de íons formados na água pura a 25 °C é muito pequena (cerca de 10^{-7} mol/L de íons H_3O^{1+} e 10^{-7} mol/L de íons OH^{1-}).

- **Fórmula eletrônica**

água + água ⇌ cátion hidrônio + ânion hidróxido

- **Fórmula estrutural**

água + água ⇌ cátion hidrônio + ânion hidróxido

Molécula de gás ozônio

A molécula de gás ozônio, cuja fórmula molecular é O_3, é formada pela união de 3 átomos de oxigênio (Z = 8: $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^4}$).

Um átomo de oxigênio compartilha dois de seus elétrons de valência com outro átomo de oxigênio. Dessa forma os dois átomos de oxigênio completam seu octeto (segundo o modelo da regra do octeto) e adquirem uma configuração eletrônica com a camada de valência completa (semelhante à de um gás nobre):

átomos de oxigênio → molécula de gás oxigênio

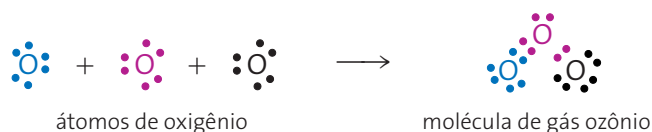
Como o terceiro átomo de oxigênio precisa de dois elétrons para completar seu octeto, admite-se que um dos átomos de oxigênio que já possui o octeto completo compatilhe um de seus pares de elétrons com esse terceiro átomo de oxigênio.

- **Fórmula eletrônica**

átomos de oxigênio → molécula de gás ozônio

- **Fórmula estrutural**

ou

CURIOSIDADE

Ressonância

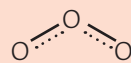
Como você percebeu, algumas moléculas ou íons podem ser representados por duas ou mais fórmulas – eletrônica (estrutura de Lewis) e estrutural – diferentes. A molécula de ozônio, por exemplo, pode ser representada por uma das seguintes fórmulas estruturais abaixo:

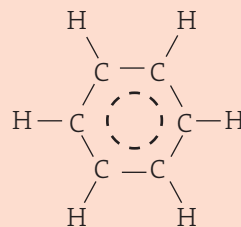
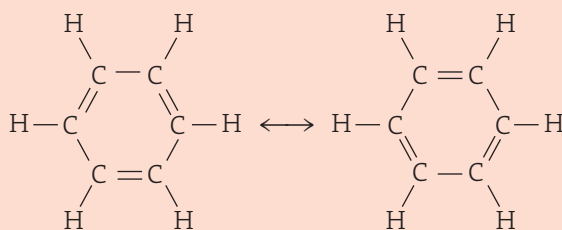
Qual delas é a correta? A resposta é: as duas e nenhuma.

De fato, essas duas formas de representar a molécula de ozônio são aceitas, mas nenhuma delas possui existência física real, pois verifica-se experimentalmente que o comprimento de uma ligação dupla O = O é menor que o de uma ligação simples O — O, mas no ozônio ambas as ligações estabelecidas entre os átomos de oxigênio têm o mesmo comprimento e energia, ou seja, são iguais.

O ozônio é um exemplo de molécula que sofre **ressonância**.

As estruturas que mostramos para a molécula de O_3 são **estruturas de ressonância** ou formas de ressonância do ozônio, também chamadas de **formas canônicas**.

A representação mais próxima do real para a molécula de ozônio é uma "média" das estruturas de ressonância ou um **híbrido de ressonância**, como mostramos abaixo:

Há muitos outros exemplos de moléculas que sofrem ressonância.

Um dos mais importantes é o **benzeno**, C_6H_6, um líquido incolor ou levemente amarelado, inflamável e altamente tóxico por ingestão, inalação e absorção através da pele, utilizado na fabricação de diversos compostos, como solventes, inseticidas, fumigantes, removedores de tintas, etc.

A Iupac recomenda que se utilize uma das formas de ressonância para representar a molécula de benzeno.

Questões

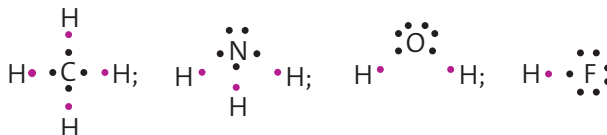
ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. Em certas condições, a molécula de hidrogênio dissocia-se de acordo com a equação: 1 H — H(g) ⟶ 2 H(g). Podemos afirmar que nessa dissociação ocorre:

a) liberação de energia.
x b) absorção de energia.
c) formação de íons.
d) ganho de estabilidade.
e) formação de ligação covalente.

2. Os átomos dos elementos relacionados a seguir estabelecem entre si ligação(ões) covalente(s) para adquirir estabilidade. Forneça para cada caso a fórmula molecular, a estrutural e a eletrônica (de Lewis) das substâncias obtidas. Dados: $_1H$; $_7N$; $_{16}S$; $_{17}C\ell$; $_{35}Br$; $_{53}I$.

a) H e Br
b) Cℓ e S
c) N e I

3. (Unicamp-SP) Observe as seguintes fórmulas eletrônicas (fórmulas de Lewis):

Consulte a classificação periódica e escreva as fórmulas eletrônicas das moléculas formadas pelos elementos:

a) fósforo e hidrogênio;
b) enxofre e hidrogênio;
c) flúor e carbono.

4 Expansão e contração do octeto

Como vimos, vários elementos representativos – principalmente aqueles que vamos estudar – respeitam a regra do octeto na formação de moléculas. Mas existem muitas exceções a essa regra:

- Elementos cujos átomos adquirem estabilidade com um número maior do que oito elétrons na camada de valência (expansão do octeto).
- Elementos cujos átomos adquirem estabilidade com um número menor do que oito elétrons na camada de valência (contração do octeto).

É isso que veremos a seguir.

Expansão de octeto

Ocorrem exclusivamente com elementos do terceiro período em diante da tabela periódica, como o fósforo e o enxofre, por exemplo. Os elementos do segundo período nunca expandem seu octeto.

Observe, por exemplo, as fórmulas estruturais a seguir:

H_3PO_4

Fosfato de hidrogênio

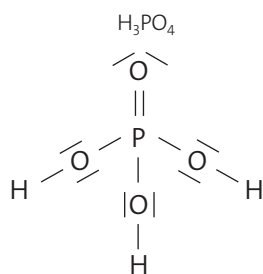
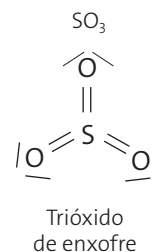
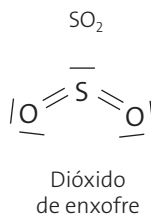
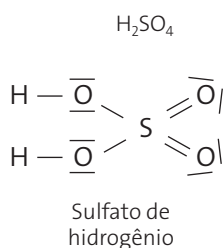
H_2SO_4

Sulfato de hidrogênio

SO_2

Dióxido de enxofre

SO_3

Trióxido de enxofre

- No fosfato de hidrogênio, H_3PO_4, o fósforo (de Z = 15 e configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2}\ \mathbf{3p^3}$) adquire estabilidade compartilhando seus cinco elétrons de valência com átomos de oxigênio (Z = 8; $1s^2\ \mathbf{2s^2}\ \mathbf{2p^4}$). Os átomos de oxigênio adquirem o octeto, mas o fósforo não, pois ele fica com 10 elétrons na camada de valência.
- No sulfato de hidrogênio, H_2SO_4, o enxofre (de Z = 16 e configuração eletrônica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2}\ \mathbf{3p^4}$) adquire estabilidade compartilhando seus seis elétrons de valência com quatro átomos de oxigênio (Z = 8; $1s^2\ \mathbf{2s^2}\ \mathbf{2p^4}$). Os átomos de oxigênio adquirem o octeto, mas o enxofre não, pois ele fica com 12 elétrons na camada de valência.
- No dióxido de enxofre, SO_2, o enxofre adquire estabilidade compartilhando quatro elétrons de valência com dois átomos de oxigênio. Os átomos de oxigênio adquirem o octeto, mas o enxofre não, pois ele fica com 10 elétrons na camada de valência.
- No trióxido de enxofre, SO_3, o enxofre adquire estabilidade compartilhando todos os seus seis elétrons de valência com três átomos de oxigênio. Os átomos de oxigênio adquirem o octeto, mas o enxofre não, pois ele fica com 12 elétrons na camada de valência.

E como saber, teoricamente, se uma molécula segue ou não a regra do octeto? Vamos descobrir!

O cálculo da carga formal

Considere as seguintes possibilidades de estrutura de Lewis para a molécula de SO_2:

Estrutura **1**: real

Estrutura **2**: que segue a regra do octeto

Por que a estrutura **1** é a correta e não a estrutura **2**? A resposta está no cálculo da **carga formal**:

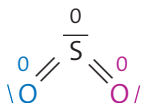
$$\text{Carga formal} = V - (L + 1/2\ S)$$

em que:
- **V** é o número de elétrons de valência do átomo livre.
- **L** é o número de elétrons presentes nos pares isolados (não ligantes) do átomo na estrutura.
- **S** é o número total de elétrons compartilhados pelo átomo na estrutura.

Se há duas ou mais estruturas de Lewis possíveis para uma molécula ou um íon, a estrutura que possui maior probabilidade de existência real é aquela que apresenta a menor energia possível, ou seja, aquela em que **a carga formal dos átomos está mais próxima de zero**.

Efetuando o cálculo da carga formal para os átomos de oxigênio e enxofre nas estruturas **1** e **2**, temos:

Oxigênio: $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^4}$ ∴ V = 6 (seis elétrons de valência)

Enxofre: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^4}$ ∴ V = 6 (seis elétrons de valência)

Estrutura **1**:

Oxigênio: L = 4 (4 elétrons não ligantes)
S = 4 (4 elétrons compartilhados)

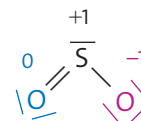
$Cf_O = 6 - (4 + 1/2\ 4) \Rightarrow Cf_O = 0$

Enxofre: L = 2 (2 elétrons não ligantes)
S = 8 (8 elétrons compartilhados)

$Cf_S = 6 - (2 + 1/2\ 8) \Rightarrow Cf_S = 0$

Oxigênio: L = 4 (4 elétrons não ligantes)
S = 4 (4 elétrons compartilhados)

$Cf_O = 6 - (4 + 1/2\ 4) \Rightarrow Cf_O = 0$

Estrutura **2**:

Oxigênio: L = 4 (4 elétrons não ligantes)
S = 4 (4 elétrons compartilhados)

$Cf_O = 6 - (4 + 1/2\ 4) \Rightarrow Cf_O = 0$

Enxofre: L = 2 (2 elétrons não ligantes)
S = 6 (6 elétrons compartilhados)

$Cf_S = 6 - (2 + 1/2\ 6) \Rightarrow Cf_S = +1$

Oxigênio: L = 6 (6 elétrons não ligantes)
S = 2 (2 elétrons compartilhados)

$Cf_O = 6 - (6 + 1/2\ 2) \Rightarrow Cf_O = -1$

Veja que nem sempre os valores da carga formal dos átomos na estrutura são iguais a zero. O que buscamos é a estrutura em que a carga formal dos átomos esteja **mais próxima de zero**.

Assim, se fizermos, por exemplo, o cálculo da carga formal para as estruturas possíveis da molécula de monóxido de dinitrogênio, teremos:

Oxigênio: $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^4}$ $\therefore$ V = 6 (seis elétrons de valência)

Nitrogênio: $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^3}$ $\therefore$ V = 5 (cinco elétrons de valência)

Estrutura **1**:

$N::N::O$ $\qquad \overset{-1}{N} = \overset{+1}{N} = \overset{0}{O}$

$Cf_N = 5 - (4 + 1/2\ 4) \Rightarrow Cf_N = -1$

$Cf_N = 5 - (0 + 1/2\ 8) \Rightarrow Cf_N = +1$

$Cf_O = 6 - (4 + 1/2\ 4) \Rightarrow Cf_O = 0$

Estrutura **2**:

$N::O::N$ $\qquad \overset{-1}{N} = \overset{+2}{O} = \overset{-1}{N}$

$Cf_N = 5 - (4 + 1/2\ 4) \Rightarrow Cf_N = -1$

$Cf_O = 6 - (0 + 1/2\ 8) \Rightarrow Cf_O = +2$

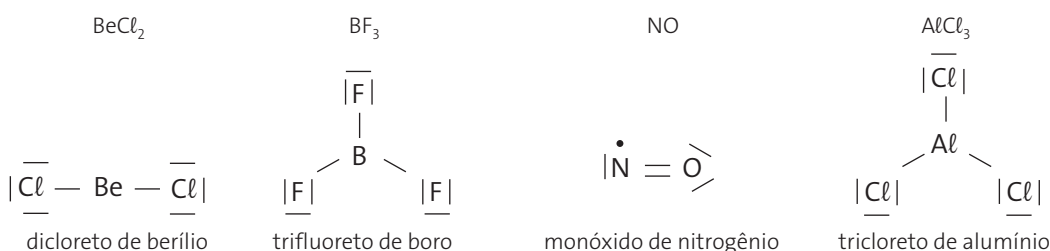
$Cf_N = 5 - (4 + 1/2\ 4) \Rightarrow Cf_N = -1$

Concluímos que a molécula de monóxido de dinitrogênio, N_2O, possui a estrutura **1** e não a **2**, pelo cálculo da carga formal dos átomos.

Contração do octeto

Comumente ocorre com os elementos berílio e boro, em alguns óxidos de nitrogênio e no alumínio, em compostos do tipo $A\ell X_3$.

Observe, por exemplo, as fórmulas estruturais a seguir:

dicloreto de berílio — trifluoreto de boro — monóxido de nitrogênio — tricloreto de alumínio

- No dicloreto de berílio, o berílio (Z = 4; $1s^2\ \mathbf{2s^2}$) adquire estabilidade compartilhando seus dois elétrons de valência com dois átomos de cloro (Z = 17; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^5}$). Os átomos de cloro completam o octeto, mas o berílio não, pois fica com 4 elétrons na camada de valência.
- No trifluoreto de boro, o boro (Z = 5; $1s^2\ \mathbf{2s^3}$) adquire estabilidade compartilhando seus três elétrons de valência com três átomos de flúor (Z = 9; $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^5}$). Os átomos de flúor completam o octeto, mas o boro não, pois ele fica com 6 elétrons na camada de valência.
- No monóxido de nitrogênio, o nitrogênio (Z = 7; $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^3}$) adquire estabilidade compartilhando dois de seus elétrons de valência com um átomo de oxigênio (Z = 8; $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^4}$). O átomo de oxigênio completa o octeto, mas o nitrogênio – nessa molécula específica – não, pois ele fica com 7 elétrons na camada de valência. O fato de a molécula de NO(g) apresentar um elétron desemparelhado (isolado) na camada de valência faz com que a substância seja paramagnética*.
- No tricloreto de alumínio, o alumínio (Z = 13; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^1}$) adquire estabilidade compartilhando seus dois elétrons de valência com três átomos de cloro (Z = 17; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^5}$). Os átomos de cloro completam o octeto, mas o alumínio não, pois ele fica com 6 elétrons na camada de valência.

*O **paramagnetismo** é a propriedade que determinadas substâncias apresentam de serem atraídas na presença de um campo magnético intenso. Essa propriedade só se manifesta na presença do campo magnético e é característica de substâncias cujas moléculas possuem elétrons desemparelhados.

A tabela a seguir resume os principais elementos representativos e as ligações que eles podem fazer quando seguem a regra do octeto.

Na tabela, E representa um elemento genérico.

Família	1	14	15	16	17
Principais elementos	H	C	N, P	O	F, Cℓ, Br e I
Elétrons do último nível	1 e–	4 e–	5 e–	6 e–	7 e–
Esquema de Lewis	• E	E	E	E	E
Esquema estrutural	— E	E	E	E	— E —

Questões

4. Calcule a carga formal do enxofre (Z = 16) nas estruturas 1 e 2 a seguir, propostas para a molécula de H_2SO_4 e indique qual a estrutura com maior probabilidade de existência real.

1 H • O • S O / H • O • O

2 H • O • S O / H • O • O

5. Prove, com base no cálculo da carga formal dos átomos, por que a estrutura 1, para a molécula de dióxido de carbono, tem maior probabilidade de existência real do que a estrutura 2. Dado: $_6C$; $_8O$.

1 O::C::O   2 O::O::C

6. Escreva a fórmula de Lewis do tricloreto de fósforo ($_{15}P$, $_{17}C\ell$) e indique o tipo de ligação formada.

5 Polaridade da ligação covalente

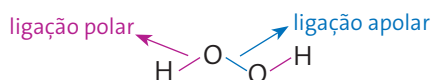
As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Quando dois átomos compartilham elétrons em uma ligação covalente, essa ligação pode ser apolar ou polar, conforme a diferença de eletronegatividade entre os átomos, como mostra a tabela a seguir:

Tipo de ligação	Apolar	Polar
Características	Ocorre entre átomos do mesmo elemento químico, que consequentemente não apresentam diferença de eletronegatividade. Nesse caso os pares de elétrons compartilhados ficam distribuídos igualmente entre os dois átomos que não adquirem caráter parcial (δ^0). A ligação que se estabelece é 100% covalente (apolar).	Ocorre entre átomos de elementos químicos diferentes, ou seja, com diferentes eletronegatividades. Nesse caso, o átomo mais eletronegativo exerce uma atração sobre os pares de elétrons compartilhados, adquirindo um caráter parcial negativo (δ^-). Consequentemente, o átomo menos eletronegativo adquire um caráter parcial positivo (δ^+). A ligação que se estabelece é covalente polar.
Exemplo	Molécula de $H_2(g)$ δ^0 δ^0 H H	Molécula de $HC\ell(g)$ δ^{+1} δ^{-1} H Cℓ

Também é possível que uma molécula apresente ligações polares e ligações apolares. É o que ocorre, por exemplo, no peróxido de hidrogênio, H_2O_2.

ligação polar — ligação apolar

H—O—O—H

Note que o **caráter parcial** (negativo ou positivo) de um átomo obtido pelo deslocamento de elétrons na molécula é diferente da **carga elétrica** de um íon simples, que apresenta um número de elétrons maior ou menor do que o número de prótons.

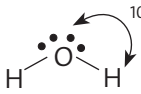
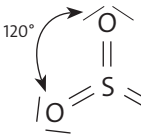
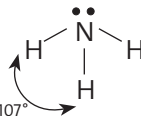
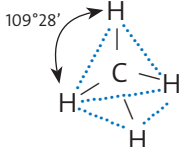
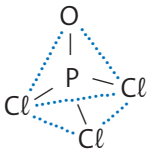
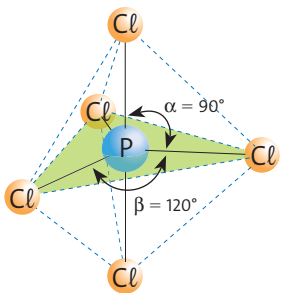
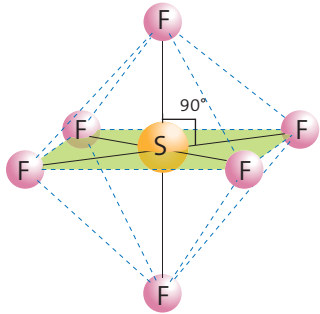
Se considerarmos o fenômeno das ligações químicas sob o aspecto da eletronegatividade dos átomos, podemos concluir:

> Aumentando a diferença de eletronegatividade entre dois átomos, o caráter da ligação passa progressivamente de 100% covalente para covalente polar até chegar a acentuadamente iônico, ou seja, em que o composto é formado por íons.

Lembre-se de que não podemos atribuir um único caráter ou carga parcial (δ) a determinado átomo, pois isso varia conforme a combinação de átomos ligados.

Por exemplo, o hidrogênio, na molécula de H_2, possui caráter zero (δ^0) e, na molécula de $HC\ell$, possui caráter +1 (δ^{+1}).

6 Geometria molecular

O fato de uma molécula apresentar ligações covalentes polares não significa que ela será polar, pois essa característica depende também da geometria dessa molécula, ou seja, da forma que seus átomos se organizam no espaço.

Identificar uma molécula como polar ou apolar é importante, já que essa característica influi de maneira decisiva nas propriedades da substância, como ponto de fusão, de ebulição, solubilidade, dureza, etc.

Veremos a seguir a dedução da geometria de moléculas que possuem um átomo central (que se encontra ligado a todos os demais átomos da molécula) pelo modelo da **r**epulsão de **p**ares de **e**létrons na **c**amada de **v**alência (RPECV). Esse modelo foi aperfeiçoado, em 1957, por dois químicos: o francês R. J. Gillespie e o inglês R. S. Nyholm, com base na teoria de Sidgwick-Powell, desenvolvida em 1940 sobre a geometria das moléculas.

O modelo RPECV tem como base:

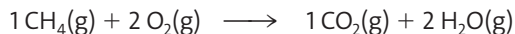
- o número de átomos das moléculas;
- as ligações do átomo central, ou seja, o átomo que está ligado a todos os outros átomos da molécula e
- se o átomo central possui ou não pares de elétrons disponíveis, isto é, que não estão envolvidos em nenhuma ligação química.

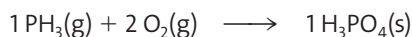
A tabela a seguir traz um resumo dos principais casos de geometria molecular.

Moléculas com	Átomo central	Geometria da molécula e ângulo entre as ligações	Exemplos
2 átomos	Não possui átomo central.	Linear: 180°	H_2, F_2, O_2, N_2, $HC\ell$, CO H—H H—Cℓ C≡O
3 átomos	O átomo central **não possui** par de elétrons emparelhados disponíveis.	Linear: 180° Independentemente dos átomos envolvidos.	CO_2, CS_2, HCN, N_2O 180° O=C=O N=N=O
	O átomo central **possui** par de elétrons emparelhados disponíveis.	Angular: 104°5' para H_2O Família 16: o ângulo de ligação diminui no sentido: $H_2O > H_2S > H_2Se > H_2Te$	H_2O, H_2S, $NOC\ell$, SO_2 104°5'
4 átomos	O átomo central **não possui** par de elétrons emparelhados disponíveis.	Trigonal plana ou triangular: 120°	SO_3, CH_2O, $NO_2C\ell$ 120°
	O átomo central **possui** par de elétrons emparelhados disponíveis.	Piramidal ou pirâmide trigonal: 107° para NH_3	NH_3, $NC\ell_3$, $SOC\ell_2$ 107°
5 átomos	Independe do átomo central.	Tetraédrica: 109° 28' É o ângulo que permite a maior distância entre quatro eixos que partem de um mesmo ponto.	CH_4, $SiC\ell_4$, $POC\ell_3$ 109°28'
6 átomos	Independe do átomo central.	Bipirâmide trigonal ou bipirâmide triangular. Algumas ligações entre o P e o Cℓ se encontram num ângulo α de 90°, enquanto outras, num ângulo β de 120°.	$PC\ell_5$ α = 90° β = 120°
7 átomos	Independe do átomo central.	Octaédrica: 90° É o ângulo que permite a maior distância entre seis eixos que partem de um mesmo ponto.	SF_6 90°

Questões

7. O fogo-fátuo é uma chama pálida e azulada que ocorre por causa da combustão espontânea de gases resultantes da decomposição de matéria orgânica. Ocorre, por exemplo, em pântanos, em razão da combustão do metano, $CH_4(g)$, liberado na fermentação da celulose:

$$1\ CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow 1\ CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

ou em cemitérios, por causa da combustão da fosfina, $PH_3(g)$, que se desprende dos cadáveres em putrefação.

$$1\ PH_3(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow 1\ H_3PO_4(s)$$

Esse fenômeno é visto com frequência em cidades do interior onde os corpos são enterrados em valas rasas, em caixões de madeira, e pode estar relacionado a algumas lendas do chamado "folclore caipira". (**Observação**: a fosfina, além de inflamável, é um gás incolor, tóxico e de cheiro desagradável.)

Indique a geometria das moléculas metano, CH_4, gás carbônico, CO_2, e fosfina, PH_3. Dados: ${}_1H$, ${}_6C$, ${}_8O$ e ${}_{15}P$.

8. (UFPB) Dados os compostos covalentes, com as respectivas estruturas,

I. BH_2 – linear
II. CH_4 – tetraédrica
III. H_2O – linear
IV. BF_3 – piramidal
V. NH_3 – trigonal plana

pode-se afirmar que estão corretas:

a) todas.
b) apenas II, IV e V.
c) apenas I, III e V.
X d) apenas I e II.
e) apenas II, III e IV.

9. (UFC-CE) Selecione a(s) alternativa(s) onde há exata correspondência entre a molécula e sua forma geométrica. A resposta final é a soma dos números das alternativas selecionadas.

X 01. N_2 — linear
X 02. CO_2 — linear
X 04. H_2O — angular
08. $PC\ell_5$ — plana trigonal
X 16. $CC\ell_4$ — tetraédrica
32. BF_3 — pirâmide trigonal

Soma: 23

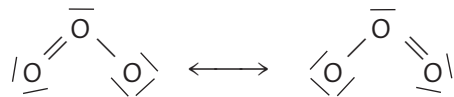
10. (Uespi) Associe a coluna da esquerda com a coluna da direita, relacionando a espécie química com a sua respectiva geometria molecular, e marque a sequência correta, de cima para baixo:

I. SO_3 (////) Tetraédrica
II. $PC\ell_5$ (////) Linear
III. H_2O (////) Angular
IV. NH_4^{1+} (////) Trigonal plana
V. CO_2 (////) Bipirâmide trigonal

a) II, V, III, I, IV
X b) IV, V, III, I, II
c) II, III, V, I, IV
d) IV, III, V, I, II
e) IV, V, III, II, I

7 Polaridade da molécula

Há duas características que podem definir se **uma molécula** é ou não polar: a **diferença de eletronegatividade** entre os átomos ligados e a sua **geometria**.

- Se não houver diferença de eletronegatividade entre os átomos (ligações 100% covalentes), a molécula provavelmente será apolar, qualquer que seja a sua geometria.
  Exemplos: H_2, N_2, P_4, S_8.
  Uma exceção importante a essa regra é a molécula de ozônio, O_3, que possui geometria angular em razão dos pares de elétrons emparelhados e livres dos átomos de oxigênio e pode assumir uma das seguintes estruturas de ressonância:

  Como, a cada instante, as ligações entre os átomos de oxigênio são ligeiramente diferentes e como a molécula é angular, os dipolos formados não se cancelam, e a molécula resulta polar.
- Se houver diferença de eletronegatividade entre os átomos, a molécula poderá ou não ser polar, dependendo de sua geometria.
  Exemplos: CO_2 — molécula linear — apolar
  H_2O — molécula angular — polar

Se você não lembra o que é ressonância, veja novamente a página 230.

Vetor momento dipolar

Quando existe diferença de eletronegatividade entre dois átomos que estabelecem ligação covalente, dizemos que a ligação é polar porque ocorre a formação de uma carga elétrica parcial negativa δ^{x-} (próxima ao átomo mais eletronegativo) e uma carga elétrica parcial positiva δ^{x+} (próxima ao átomo menos eletronegativo).

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

A figura acima mostra uma aplicação da grandeza física vetorial na navegação marítima. Para localizar o navio, é preciso saber que ele viaja com velocidade de 15 m/s na direção norte-sul e sentido sul partindo do porto de Santos.

O produto dessa carga elétrica parcial, em módulo, $|\delta|$, pela distância existente entre os núcleos dos átomos ligados, d, fornece o dipolo ou o momento dipolar, μ, da ligação covalente em questão: $\mu = |\delta| \cdot d$.

Ao momento dipolar μ pode ser atribuído um vetor $\vec{\mu}$, chamado **vetor momento dipolar**. Todo vetor possui módulo, direção e sentido. Veja:

- Módulo ou intensidade: é o valor numérico relacionado a uma grandeza física.
- Direção: é o que existe em comum a uma série de retas paralelas.
- Sentido: é uma das duas orientações possíveis que se pode tomar a partir de determinada direção.

O vetor momento dipolar $\vec{\mu}$, por convenção, sempre aponta em direção ao átomo do elemento mais eletronegativo. Quanto **maior a diferença de eletronegatividade** entre os átomos que estabelecem a ligação covalente, **maior o valor do momento dipolar** μ .

Momento dipolar de haletos de hidrogênio				
Molécula	**HF**	**HCℓ**	**HBr**	**HI**
≠ E–	1,78	0,99	0,76	0,46
μ (D)	1,91	1,03	0,79	0,38

Sendo assim, a existência ou não de polaridade na molécula fica condicionada à sua geometria, que será responsável pelo resultado do somatório de todos os vetores $\vec{\mu}$ das ligações polares dessa molécula, originando um único vetor momento dipolar resultante $\vec{\mu}_R$.

Se o vetor momento dipolar resultante $\vec{\mu}_R$ for igual a zero, a molécula será apolar, mesmo possuindo ligações polares, e se $\vec{\mu}_R$ for diferente de zero, a molécula será polar.

Observe os exemplos na tabela a seguir:

Geometria	Exemplos de formação do dipolo	Polaridade da molécula
Linear	HCℓ $\overset{\delta^{1+}}{H}-\overset{\delta^{1-}}{C\ell}$ ⇒ $H \xrightarrow{\vec{\mu}} C\ell$	Polar $\vec{\mu} = \vec{\mu}_R \neq \vec{0}$
	CO_2 $\overset{\delta^{2-}}{O}=\overset{\delta^{4+}}{C}=\overset{\delta^{2-}}{O}$ ⇒ $\vec{\mu}_1$, $\vec{\mu}_2$ (cancelados) O=C=O	Apolar $\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{\mu}_R$ ⇒ ⇒ $\vec{\mu}_R = \vec{0}$
Angular	H_2O δ^{2-} O; δ^{1+} H; δ^{1+} H ⇒ H–O–H ($\vec{\mu}_1$, $\vec{\mu}_2$) ⇒ H–O–H ($\vec{\mu}_1$, $\vec{\mu}_2$, $\vec{\mu}_R$)	Polar $\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{\mu}_R$ ⇒ ⇒ $\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$
Trigonal plana	$BC\ell_3$ δ^{3+} B; δ^{1-} Cℓ; δ^{1-} Cℓ; δ^{1-} Cℓ ⇒ B, Cℓ, Cℓ, Cℓ ($\vec{\mu}_1$, $\vec{\mu}_2$, $\vec{\mu}_3$) ⇒ ⇒ B, Cℓ, Cℓ, Cℓ ($\vec{\mu}_1$, $\vec{\mu}_2$, $\vec{\mu}_3$, $\vec{\mu}_4$) ⇒ B, Cℓ, Cℓ, Cℓ ($\vec{\mu}_4$, $\vec{\mu}_3$ cancelados)	Apolar $\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{\mu}_4$ ⇒ e $\vec{\mu}_3 + \vec{\mu}_4 = \vec{\mu}_R$ ⇒ $\vec{\mu}_R = \vec{0}$
Piramidal	NH_3 δ^{3-} N; δ^{1+} H; δ^{1+} H; δ^{1+} H ⇒ N, H, H, H ($\vec{\mu}_1$, $\vec{\mu}_2$, $\vec{\mu}_3$) ⇒ ⇒ N, H, H, H ($\vec{\mu}_1$, $\vec{\mu}_2$, $\vec{\mu}_3$, $\vec{\mu}_4$) ⇒ N, H, H, H ($\vec{\mu}_3$, $\vec{\mu}_4$, $\vec{\mu}_R$)	Polar $\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{\mu}_4$ e $\vec{\mu}_3 + \vec{\mu}_4 = \vec{\mu}_R$ ⇒ ⇒ $\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$
Tetraédrica	$CH_2C\ell_2$ δ^{0} C (δ^{1-} C; δ^{1+} H; δ^{1+} H); δ^{1-} Cℓ; δ^{1-} Cℓ ⇒ C, H, H, Cℓ, Cℓ ($\vec{\mu}_1$, $\vec{\mu}_2$, $\vec{\mu}_3$, $\vec{\mu}_4$) ⇒ ⇒ C, H, H, Cℓ, Cℓ ($\vec{\mu}_1$, $\vec{\mu}_2$, $\vec{\mu}_3$, $\vec{\mu}_4$, $\vec{\mu}_5$, $\vec{\mu}_6$) ⇒ C, H, H, Cℓ, Cℓ ($\vec{\mu}_5$, $\vec{\mu}_6$, $\vec{\mu}_R$)	Polar $\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{\mu}_5$ e $\vec{\mu}_3 + \vec{\mu}_4 = \vec{\mu}_6$; $\vec{\mu}_5 + \vec{\mu}_6 = \vec{\mu}_R$ ⇒ ⇒ $\vec{\mu}_R \neq \vec{0}$

EXPERIMENTO

Polaridade e solubilidade

Parte 1: Misturando água e óleo

Material necessário

- 1 copo de vidro transparente pequeno
- 3 colheres de sopa de água
- 2 colheres de sopa de óleo de cozinha
- 1 colher de chá de detergente líquido utilizado para lavar louça

Como fazer

Coloque a água no copo e, em seguida, coloque o óleo de cozinha e mexa bem. Deixe o sistema em repouso por alguns instantes.

O que você observa?

Agora adicione ao sistema uma colher de chá de detergente líquido. Mexa bem novamente e deixe repousar um pouco.

O que você observa?

Parte 2: Formação de micelas*

Material necessário

- 1 pires
- corante alimentício (por exemplo, amarelo, azul e/ou rosa)
- leite integral
- conta-gotas
- detergente líquido utilizado para lavar louça

Como fazer

Coloque um pouco de leite no pires. Adicione cuidadosamente uma gota de cada corante que conseguir (pode ser de uma só cor ou de cores diferentes) na superfície do leite em 3 ou 4 pontos diferentes, próximos à borda do pires. Em seguida, pingue 1 gota de detergente bem no centro do sistema. O que você observa?

Pingue então uma gota de corante no centro do pires e, no centro da gota de corante que se formar, pingue duas ou três gotas de detergente. O que está acontecendo?

Investigue

1. Há alguma relação entre a primeira parte do experimento e a segunda? Em caso de resposta afirmativa, explique qual.

2. Sabendo que a água é uma molécula polar, e a gasolina é uma mistura de moléculas apolares, pesquise que característica da molécula de álcool etílico faz com que ela se dissolva nos dois meios.

3. O preparo da maionese caseira é muito semelhante à parte 1 deste experimento. Que ingrediente faz o papel de detergente na maionese?

* Micelas (do latim *mica*, significa 'partícula ou grão muito pequeno') são aglomerados de átomos, íons ou moléculas.

Solubilidade

Duas substâncias são solúveis entre si (se dissolvem uma na outra) quando formam uma mistura homogênea. Como regra geral, portanto sujeita a exceções, temos:

> Substância polar é solúvel (ou se dissolve) em substância polar, e substância apolar é solúvel (ou se dissolve) em substância apolar.

Em outras palavras: semelhante dissolve semelhante. Exemplos:

- O dissulfeto de carbono (CS_2, apolar), dissolve o enxofre (S_8, apolar).
- A água (H_2O, polar) não dissolve o enxofre (S_8, apolar).
- A água (H_2O, polar) dissolve o cloreto de sódio ($NaC\ell$, que, por ser iônico — formado pela atração elétrica entre íons positivos e negativos — é considerado uma substância muito polar).
- O dissulfeto de carbono (CS_2, apolar), não dissolve o cloreto de sódio ($NaC\ell$, polar).

Questões

11. (Vunesp-SP) O efeito estufa resulta principalmente da absorção da radiação infravermelha, proveniente da radiação solar, por moléculas presentes na atmosfera terrestre. A energia absorvida é armazenada na forma de energia de vibração das moléculas. Uma das condições para que uma molécula seja capaz de absorver radiação infravermelha é que ela seja polar. Com base apenas nesse critério, entre as moléculas O_2, N_2 e H_2O, geralmente presentes na atmosfera terrestre, contribuem para o efeito estufa:

a) O_2, apenas.
X b) H_2O, apenas.
c) O_2 e N_2, apenas.
d) H_2O e N_2, apenas.
e) N_2, apenas.

12. (Ufes) A molécula do OF_2 é polar, e a molécula do BeF_2 é não polar. Isto se deve à (ao):

a) diferença de eletronegatividade entre os átomos nas respectivas moléculas.
X b) geometria molecular.
c) tamanho dos átomos ligados ao flúor.
d) grande reatividade do oxigênio em relação ao flúor.
e) fato de o oxigênio e o flúor serem gases.

13. (Esam-RN) A molécula apolar que apresenta ligações covalentes polares é:

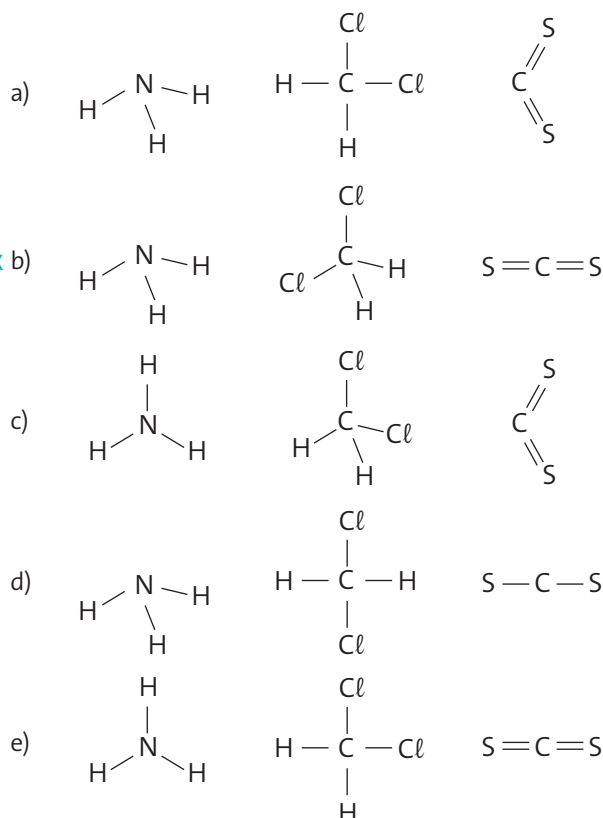
a) $C\ell_2$ b) CO c) NH_3 d) O_3 X e) $CC\ell_4$

14. (UFRGS-RS) Em vazamentos ocorridos em refinarias de petróleo, que extravasam para rios, lagos e oceanos, verifica-se a utilização de barreiras de contenção para evitar a dispersão do óleo. Nesses casos, observa-se a formação de um sistema heterogêneo onde o petróleo fica na superfície desses recursos hídricos.
Sobre o sistema acima descrito é correto afirmar que a água e o petróleo não se misturam porque:

a) se apresentam em fases de agregação diferentes.
b) apresentam densidades diferentes, e o petróleo fica na superfície devido a sua maior densidade.
X c) apresentam moléculas com polaridades diferentes, e o petróleo fica na superfície devido a sua menor densidade.
d) a viscosidade da água é maior que a do petróleo.
e) a elevada volatilidade do petróleo faz com que este fique na superfície da água.

15. (PUC-SP) Sabendo-se que:
– a amônia, NH_3, é constituída por moléculas polares e apresenta boa solubilidade em água.
– o diclorometano, $CH_2C\ell_2$, não possui isômeros. Sua molécula é polar, devido à sua geometria e à alta eletronegatividade do elemento $C\ell$.
– o dissulfeto de carbono, CS_2, é um solvente apolar de baixa temperatura de ebulição.

As fórmulas estruturais que melhor representam essas três substâncias são, respectivamente:

a) N (piramidal, ligado a três H); H—C(—Cℓ acima, —H abaixo)—Cℓ (plano); C angular com S=C=S (angular)
X b) N (piramidal, ligado a três H); C tetraédrico com Cℓ, Cℓ, H, H; S=C=S
c) N (plano, ligado a três H); C tetraédrico com Cℓ, H, Cℓ, H; C angular com S e S
d) N (piramidal, ligado a três H); H—C(—Cℓ acima, —Cℓ abaixo)—H (plano); S—C—S
e) N (plano, ligado a três H); H—C(—Cℓ acima, —H abaixo)—Cℓ (plano); S=C=S

16. (UPM-SP) Indique a alternativa na qual as substâncias são constituídas apenas por moléculas polares.

I. N_2 e $C\ell_2$
II. CO_2 e SO_2
III. $HC\ell$ e NH_3
IV. CH_4 e $CH_3C\ell$
V. H_2O e H_2S

a) I, II e III
X b) III e V
c) II, III e V
d) I, IV
e) II, III

17. (UFSC) Considere a tabela a seguir e selecione a(s) proposição(ões) que relaciona(m) corretamente a forma geométrica e a polaridade das substâncias citadas:

Fórmula	CO_2	H_2O	NH_3	$CC\ell_4$
Momento dipolar resultante, μ_R	$\mu_R = 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R \neq 0$	$\mu_R = 0$

Soma: 27
X 01. H_2O: angular e polar.
X 02. CO_2: linear e apolar.
04. $CC\ell_4$: trigonal e polar.
X 08. NH_3: piramidal e polar.
X 16. $CC\ell_4$: tetraédrica e apolar.

18. (Fuvest-SP) Qual das moléculas tem maior momento dipolar:

a) H_2O ou H_2S?
b) CH_4 ou NH_3?

Exercícios de revisão

14.1 (UFPA) Os átomos dos elementos se ligam uns aos outros através de ligação simples, dupla ou tripla, procurando atingir uma situação de maior estabilidade, e o fazem de acordo com a sua valência (capacidade de um átomo ligar-se a outros), conhecida através de sua configuração eletrônica. Assim, verifica-se que os átomos das moléculas H_2, N_2, O_2, $C\ell_2$ estão ligados de acordo com a valência de cada um na alternativa:

x a) $N \equiv N$, $O = O$, $C\ell - C\ell$, $H - H$
b) $H - H$, $N \equiv N$, $O - O$, $C\ell = C\ell$
c) $N \equiv N$, $O - O$, $H = H$, $C\ell = C\ell$
d) $H - H$, $O \equiv O$, $N - N$, $C\ell = C\ell$
e) $C\ell - C\ell$, $N = N$, $H = H$, $O \equiv O$

14.2 Em relação à ligação covalente estabelecida entre ametais e/ou hidrogênio, responda aos itens a seguir.

a) Qual a principal propriedade desses elementos que justifica a ligação covalente?
b) O que caracteriza esse tipo de ligação?
c) A ligação covalente ocorre com liberação ou absorção de energia? Por quê?
d) Que tipo de estrutura podemos esperar quando os átomos estabelecem ligações covalentes?
e) Quais as forças que agem entre dois átomos (iguais ou diferentes) que estabelecem uma ligação covalente? Exemplifique utilizando o caso do hidrogênio, $H_2(g)$.

14.3 (UFU-MG) O fosgênio, $COC\ell_2(g)$, um gás, é preparado industrialmente por meio da reação entre o monóxido de carbono, $CO(g)$, e o cloro, $C\ell_2(g)$. A fórmula estrutural da molécula de fosgênio apresenta:

x a) uma ligação dupla e duas ligações simples.
b) uma ligação dupla e três ligações simples.
c) duas ligações duplas e duas ligações simples.
d) uma ligação tripla e duas ligações simples.
e) duas ligações duplas e uma ligação simples.

14.4 (PUC-BA) Ao formar ligações covalentes com o hidrogênio, a eletrosfera do silício adquire configuração de gás nobre. Com isso, é de se esperar a formação da molécula:

a) SiH b) SiH_2 c) SiH_3 x d) SiH_4 e) SiH_5

14.5 (Unirio-RJ) O dióxido de carbono, CO_2, é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença desse gás, o globo seria gelado e vazio. Porém, quando este é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Esse gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:

x a) 4 b) 1 c) 2 d) 3 e) 0

14.6 (UPM-SP) A fosfina é um gás autoinflamável, formado por fósforo e hidrogênio, produzido na decomposição de matérias orgânicas. Assim, em cemitérios, por vezes, as pessoas se assustam ao se depararem com nuvens desse gás e, se correrem, devido ao deslocamento de ar, têm a impressão de que o fogo as acompanha. Esse fenômeno é conhecido por fogo-fátuo. Com relação à fosfina, é incorreto afirmar que:

a) tem fórmula molecular PH_3.
b) possui três ligações covalentes sigma.
c) o fósforo possui um par de elétrons disponível.
d) não possui ligação pi.
x e) tem fórmula estrutural $P \equiv H$.

14.7 (Unicamp-SP) A ureia, CH_4N_2O, é o produto mais importante de excreção do nitrogênio pelo organismo humano. Na molécula da ureia, que é formada por oito átomos, o carbono apresenta duas ligações simples e uma dupla, o oxigênio uma ligação dupla, cada átomo de nitrogênio três ligações simples e cada átomo de hidrogênio uma ligação simples. Átomos iguais não se ligam entre si. Baseando-se nessas informações, escreva a fórmula estrutural da ureia, representando ligações simples por um traço (—) e ligações duplas por dois traços (═).

14.8 (UFV-MG) Escreva a fórmula estrutural para cada fórmula molecular representada a seguir:

a) CH_5N b) CO_2 c) $C_2C\ell_2F_4$

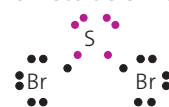
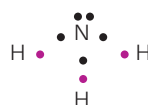
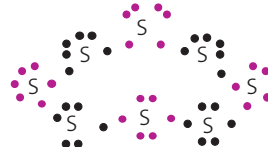
Dados Z: H = 1; C = 6; N = 7; O = 8; F = 9 e Cℓ = 17

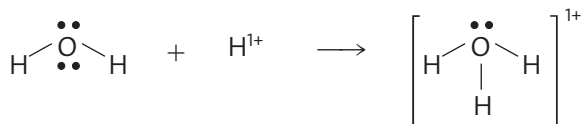
14.9 A seguir estão relacionados alguns hidrocarbonetos. Forneça as fórmulas eletrônica (de Lewis) e estrutural de cada um, sabendo que todos possuem moléculas simétricas, ou seja, passar uma linha imaginária pelo meio da molécula resulta em dois lados iguais. Dados: ${}_1H$ e ${}_6C$.

a) Etano, C_2H_6. b) Eteno, C_2H_4. c) Etino, C_2H_2.

14.10 Dada a fórmula eletrônica e o nome das substâncias abaixo, indique suas fórmulas molecular e estrutural.

a) Cloreto de hidrogênio

c) Brometo de enxofre

b) Amônia

d) Enxofre rômbico

14.11 O dióxido de monocloro é paramagnético. As moléculas de $C\ell O_2$ possuem um número ímpar de elétrons, e o cloro, nessa molécula, não segue a regra do octeto. Com base nessas informações, indique a provável fórmula estrutural do dióxido de monocloro. (Dados: ${}_8O$ e ${}_{17}C\ell$.)

14.12 (Unifor-CE) À molécula de água, H_2O, pode-se adicionar o próton H^{1+}, produzindo o íon hidrônio, H_3O^{1+}.

No íon hidrônio, quantos pares de elétrons pertencem, no total, tanto ao hidrogênio quanto ao oxigênio?

a) 1 b) 2 x c) 3 d) 4 e) 6

14.13 (UFPB) Dados os compostos covalentes, com as respectivas estruturas,

I. BH_2 – linear
II. CH_4 – tetraédrica
III. H_2O – linear
IV. BF_3 – piramidal
V. NH_3 – trigonal plana

pode-se afirmar que estão corretas:

a) todas.
b) apenas II, IV e V.
c) apenas I, III e V.
x d) apenas I e II.
e) apenas II, III e IV.

14.14 (Ufersa-RN) No espaço entre as estrelas, em nossa galáxia, foram localizadas, além do H_2, pequenas moléculas, tais como H_2O, HCN, CH_2O, H_2S e NH_3. Indique a que apresenta geometria trigonal plana.

x a) CH_2O
b) HCN
c) H_2O
d) H_2S
e) NH_3

14.15 (UFPB) Numa amostra de ar atmosférico, além dos gases oxigênio, nitrogênio e argônio, encontram-se também, entre outros, CO_2, H_2O, SO_2 e SO_3. A geometria molecular desses compostos é, respectivamente:

a) linear, angular, linear, trigonal plana.
x b) linear, angular, angular, trigonal plana.
c) linear, tetraédrica, angular, piramidal.
d) angular, linear, angular, trigonal plana.
e) linear, tetraédrica, angular, trigonal plana.

14.16 (UFPI) Indique a geometria do composto cloreto de antimônio, $SbC\ell_3$, um sólido incolor, conhecido como manteiga de antimônio e usado como retardador de chama.

a) Linear.
b) Em forma de V.
c) Trigonal plana.
x d) Piramidal trigonal.
e) Tetraédrica.

14.17 Em razão da sua importância como catalisadores, os haletos de boro, como o BF_3 e o BIF_2, são produzidos na escala de toneladas por ano. Em relação a essas substâncias:

a) forneça suas fórmulas estruturais,
b) indique se as ligações entre os átomos são polares ou apolares,
c) indique a polaridade final de cada molécula.

Dados: ${}_5B$; ${}_9F$; ${}_{53}I$. E–: F = 4,0; I = 2,5 e B = 2,0.

14.18 (UFMG) Algumas propriedades físicas são características do conjunto das moléculas de uma substância, enquanto outras são atributos intrínsecos a moléculas individuais. Assim sendo, é correto afirmar que uma propriedade intrínseca de uma molécula de água é a:

a) densidade.
x b) polaridade.
c) pressão de vapor.
d) temperatura de ebulição.

14.19 (PUC-MG) Relacione a fórmula, forma geométrica e polaridade a seguir, assinalando a opção correta.

a) fórmula – CO_2; forma geométrica – linear; polaridade – polar.
b) fórmula – $CC\ell_4$; forma geométrica – tetraédrica; polaridade – polar.
c) fórmula – NH_3; forma geométrica – piramidal; polaridade – apolar.
x d) fórmula – BeH_2; forma geométrica – linear; polaridade – apolar.

14.20 (UFSM-RS) Assinale a alternativa que caracteriza, respectivamente, a polaridade das substâncias dióxido de carbono, metano e tetrafluormetano.

x a) apolar – apolar – apolar
b) apolar – apolar – polar
c) polar – apolar – polar
d) polar – polar – polar
e) apolar – polar – polar

14.21 Indique o composto, em cada par que apresenta ligações com maior momento dipolar:

I. HF ou HI II. CO_2 ou CS_2 III. CH_4 ou CF_4

a) HI, CS_2 e CF_4
x b) HF, CO_2 e CF_4
c) HF, CS_2 e CH_4
d) HI, CO_2 e CH_4
e) HF, CS_2 e CF_4

14.22 (Unirio-RJ) Uma substância polar tende a se dissolver em outra substância polar. Com base nessa regra, indique como será a mistura resultante após a adição de bromo, Br_2, à mistura inicial de tetracloreto de carbono, $CC\ell_4$, e água, H_2O.

a) Homogênea, com o bromo se dissolvendo completamente na mistura.
b) Homogênea, com o bromo se dissolvendo apenas no $CC\ell_4$.
c) Homogênea, com o bromo se dissolvendo apenas na H_2O.
x d) Heterogênea, com o bromo se dissolvendo principalmente no $CC\ell_4$.
e) Heterogênea, com o bromo se dissolvendo principalmente na H_2O.

14.23 (Vunesp-SP) Se uma solução que contém iodo, I_2, manchar uma camiseta branca de algodão, o procedimento correto para retirar a mancha de iodo consiste, antes da lavagem, em aplicar sobre a mancha:

x a) clorofórmio, $CHC\ell_3$, ou tetracloreto de carbono, $CC\ell_4$.
b) vinagre ou suco de limão.
c) talco (silicato de magnésio).
d) farinha de trigo ou amido.
e) água ou álcool.

CAPÍTULO 15

Forças intermoleculares

Saiu na Mídia!

Fabricante já tem substitutos de plástico

"**Quem prefere o amianto longe de casa tem alternativas, como fibras plásticas (PP, ou polipropileno, e PVA), vidro e fibrocimento sem amianto.** Mas a durabilidade é menor, e o preço pode ser 30% maior [...].

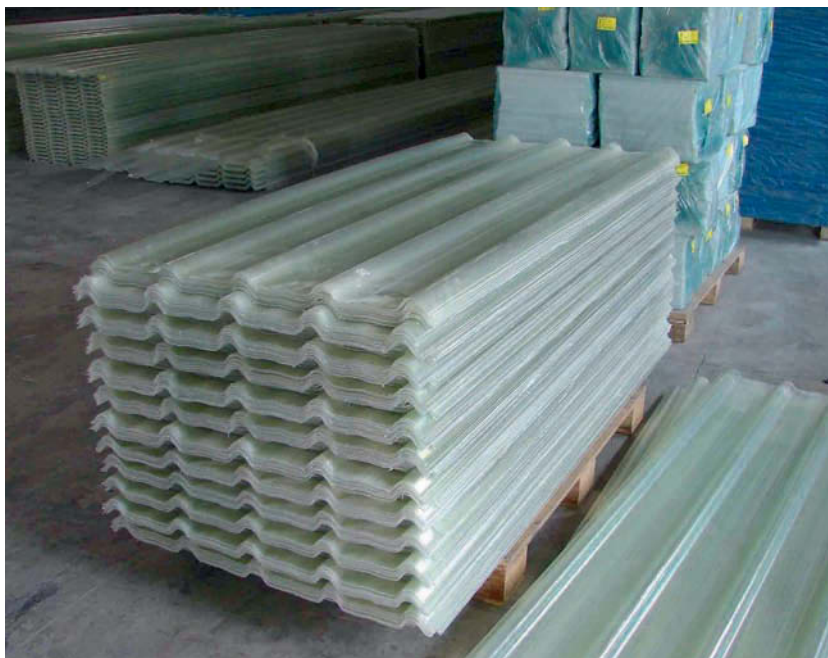
'A telha de fibra de vidro pode custar o dobro', complementa Marcos Rezende, também diretor do sindicato do comércio varejista. 'Quanto à durabilidade dos materiais alternativos, não tenho reclamações de meus clientes', pondera.

De olho nos alertas sobre malefícios causados pelo amianto, alguns fabricantes já desenvolveram produtos feitos de material alternativo; outros preferem aguardar um tom mais conclusivo das discussões.

'Seguindo os resultados da Iarc [sigla em inglês para Agência Internacional de Pesquisa sobre o Câncer], demos início ao processo de substituição da fibra de amianto pela sintética de PP em 1999', conta Roberto Luiz Corrêa Netto, diretor-geral de uma empresa do ramo.

Já o presidente de outra empresa do ramo afirma que ainda não substituiu a fibra mineral porque não se comprovou, segundo pesquisas da OMS (Organização Mundial da Saúde), que outras fibras, como a de PP, não são cancerígenas.

Marina Aquino, presidente do IBC (Instituto Brasileiro do Crisotila – fibra de amianto), alimenta essa discussão ao argumentar que o polipropileno é cancerígeno [...]."

Adaptado de: <www1.folha.uol.com.br/fsp/construcao/cs2402200802.htm>. Acesso em: 18 set. 2012.

Reprodução/Arquivo da editora

Telhas de fibra de vidro

Você sabe explicar?

O que é amianto?

- *Por que alguns insetos podem andar sobre a água?*
- *Por que a cola cola?*
- *Como se formam as bolhas de sabão?*
- *Por que o óleo se espalha uniformemente na superfície da água?*

Para responder a essas perguntas, precisamos saber o que mantém coesas as moléculas de uma substância, entender por que elas não se separam em moléculas isoladas e descobrir o que as faz ficarem juntas.

Essas dúvidas começaram a ser desvendadas em 1873 por Johannes Diederik van der Waals (1837-1923), que determinou as forças que se estabelecem entre as moléculas. Essas forças, em sua homenagem, foram denominadas forças de van der Waals.

As principais forças de Van der Waals são forças de dipolo induzido (forças de London), forças de dipolo permanente e ligações de hidrogênio.

As forças intermoleculares explicam muitas propriedades das substâncias, como os pontos de fusão e de ebulição e a densidade.

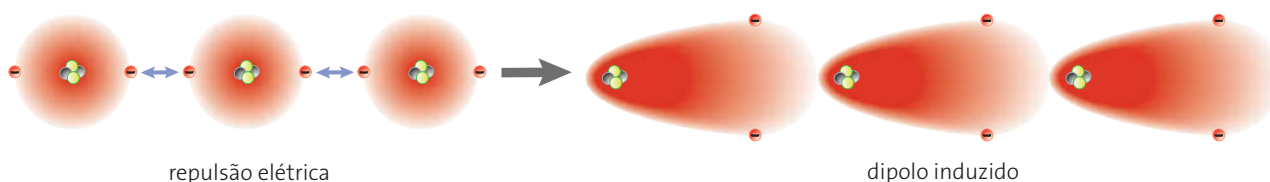
1 Dipolo induzido

As forças de **dipolo induzido** são de **fraca intensidade** e ocorrem entre **moléculas apolares** ou entre átomos de gases nobres quando estes se aproximam, o que causa repulsão* entre suas eletrosferas.

Essa repulsão provoca um movimento dos elétrons, que vão se acumular numa única região da molécula ou do átomo, deixando a região oposta com deficiência de carga negativa. Cria-se assim um **dipolo**.

A molécula ou o átomo em que se formou o dipolo induz as outras moléculas ou átomos da substância a formar dipolos também, dando origem a uma pequena força de atração elétrica entre elas.

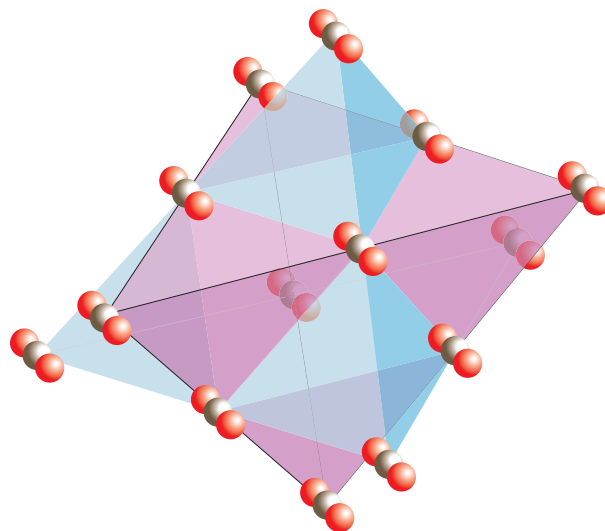
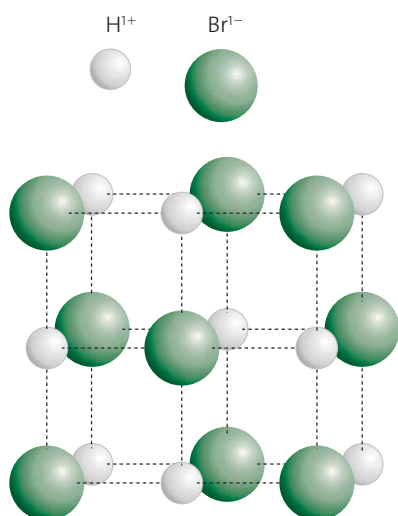
* Lembre-se de que as eletrosferas dos átomos contêm elétrons e que cargas elétricas de mesmo sinal (no caso, negativo) se repelem.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

A ilustração acima mostra a formação de um dipolo induzido entre átomos do gás nobre hélio (Z = 2).

Esse fenômeno prossegue, dando origem a uma pequena força de atração elétrica que sustenta os chamados **cristais moleculares**.

Algumas substâncias cujas moléculas se mantêm unidas por forças de dipolo induzido, como o gás carbônico sólido (gelo-seco) e o iodo, sofrem **sublimação** porque a energia necessária para romper essas forças é pequena.

A ilustração ao lado é um modelo para o cristal molecular de dióxido de carbono, CO_2, na fase sólida.

H^{1+} Br^{1-}

Representação esquemática das forças de dipolo permanente no brometo de hidrogênio.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Representação esquemática das ligações de hidrogênio da molécula de água.

2 Dipolo permanente

As forças de **dipolo permanente** são forças de **intensidade média** e ocorrem entre **moléculas polares**. Estabelecem-se de tal forma que o átomo com caráter parcial negativo de uma molécula é atraído pelo átomo com caráter parcial positivo da outra molécula.

Para substâncias na fase sólida, a formação do dipolo permanente orienta a posição de cada molécula no espaço, formando os **cristais dipolares**. Um exemplo é o brometo de hidrogênio, HBr, na fase sólida, cujo cristal dipolar se encontra ilustrado ao lado.

As forças de dipolo permanente são bem mais fortes que as de dipolo induzido. Por isso, a energia necessária para separar as moléculas ligadas por dipolo permanente é maior. Isso faz com que substâncias cujas moléculas são unidas por forças de dipolo permanente tenham maiores pontos de fusão e de ebulição do que aquelas cujas moléculas são unidas por forças de dipolo induzido (comparando substâncias de valores aproximados de massa molar).

3 Ligações de hidrogênio

As **ligações de hidrogênio** são forças de **intensidade alta**. Ocorrem quando a **molécula possui um átomo de hidrogênio ligado a um átomo de flúor, de oxigênio ou de nitrogênio** (elementos muito eletronegativos).

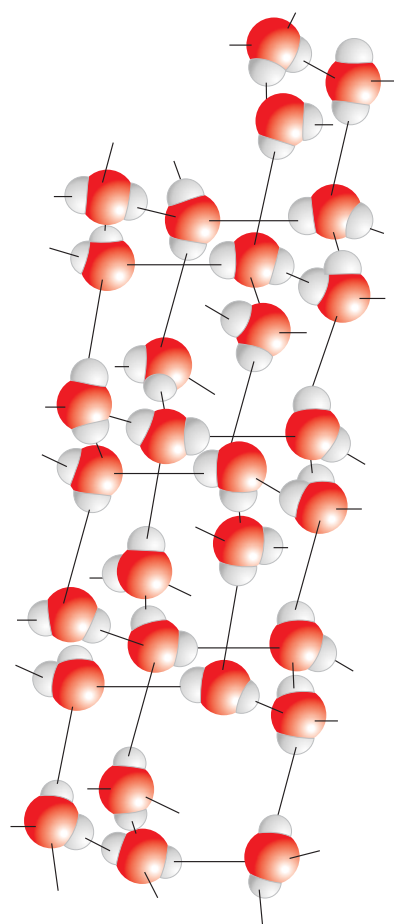
A "ligação" é formada pela atração entre o átomo de hidrogênio (polo +) de uma molécula e o átomo de flúor, oxigênio ou nitrogênio (polo –) de outra molécula. Esse tipo de ligação forma **cristais dipolares**.

Por ser uma força de atração muito intensa, a energia necessária para separar as moléculas que fazem ligação de hidrogênio é bem alta, por isso os pontos de fusão e de ebulição são proporcionalmente altos.

Outro dado interessante é que essa força é responsável pelo comportamento anômalo da água, ou seja, no estado de agregação sólido a água é menos densa do que no estado de agregação líquido (o contrário do que ocorre com a maioria das outras substâncias).

Isso ocorre porque na fase sólida as ligações de hidrogênio fazem com que as moléculas de água se arranjem em uma estrutura hexagonal bem rígida, como mostra a ilustração ao lado e, dessa forma, ocupem um espaço bem maior do que ocupariam na fase líquida, livres de tal rigidez. É por esse motivo que o gelo flutua na água.

No fluoreto de hidrogênio, HF, essa força se manifesta de modo tão intenso que muitos cientistas preferem representar essa substância pela fórmula H_2F_2 ou até mesmo $(HF)_n$, em que **n** representa um número muito grande e indeterminado de moléculas interligadas (praticamente uma macromolécula).

Mesmo que não confesse, é provável que você goste de assoprar bolhas de sabão. E quem não gosta? Quer saber o segredo para obter bolhas grandes que demoram a estourar? Ele pode estar relacionado às forças intermoleculares.

EXPERIMENTO

Bolhas mais resistentes

Material necessário

- 1 medida de detergente para lavar louça
- 1 medida de água
- 1/2 medida de xarope de milho
- 1 recipiente de boca larga (copo ou tigela)
- 1 aro com suporte (com diâmetro menor que o do recipiente) feito com um pedaço de arame grosso

Como fazer

Prepare a mistura conforme o tamanho do recipiente e a quantidade que deseja utilizar. O importante é respeitar a proporção (por exemplo, 100 mL de detergente, 100 mL de água e 50 mL de xarope de milho), certificando-se de que será possível mergulhar o aro na quantidade final de mistura. Se possível, prepare a mistura e deixe-a em repouso por uns dois dias antes de utilizá-la.

Mergulhe o aro na mistura, retire-o e verifique se foi formado um filme no interior do aro. Sopre cuidadosamente e divirta-se.

Investigue

1. Por que as bolhas de sabão são esféricas?
2. De que é constituído o xarope de milho? Qual o papel desse ingrediente na mistura?
3. Pesquise e proponha um substituto para o xarope de milho.
4. Por que a mistura deve ficar em repouso antes de ser utilizada?

CURIOSIDADE

Tensão superficial da água

Uma propriedade da água que atua em benefício da vida é a tensão superficial.

As moléculas de água fazem ligações de hidrogênio entre si, por isso são fortemente atraídas umas pelas outras. Em um volume de água líquida, há moléculas que ficam na superfície e moléculas que ficam abaixo da superfície.

As moléculas que ficam abaixo da superfície fazem ligações de hidrogênio com moléculas que se encontram em todas as direções, esquerda, direita, à frente, atrás, acima e abaixo. As moléculas que ficam **na superfície** só fazem ligações de hidrogênio com moléculas que se encontram abaixo delas ou ao lado.

Essa atração para baixo e para o lado cria uma força sobre as moléculas da superfície, causando a chamada tensão superficial, que funciona como uma fina camada envolvendo o líquido.

A tensão superficial da água é a mais alta de todos os líquidos, igual a $7{,}2 \cdot 10^{9}\ N \cdot m^{-1}$.

É uma propriedade importante na fisiologia das células e responsável por controlar certos fenômenos de superfície.

Nos lagos, por exemplo, a tensão superficial da água sustenta a vida de duas comunidades de microrganismos: os nêustons (bactérias, fungos e algas) e os plêustons (plantas superiores, como aguapés e alfaces-d'água, e pequenos animais, como larvas e crustáceos).

Optimarc/Shutterstock/Glow Images

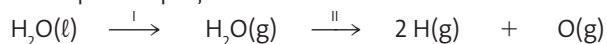
A tensão superficial da água permite que alguns insetos permaneçam sobre ela.

Questões

1. (FEI-SP) Qual o tipo de interação que se manifesta entre moléculas de:

a) $HI(\ell)$? b) $NH_3(\ell)$? c) $CH_4(\ell)$?

2. (Unicamp-SP) Considere os processos I e II representados pelas equações:

$$H_2O(\ell) \xrightarrow{I} H_2O(g) \xrightarrow{II} 2\,H(g) + O(g)$$

Quais ligações são rompidas em cada um dos processos?

3. (Unicamp-SP) Considere três substâncias: metano, CH_4, amônia, NH_3 e água, H_2O e três temperaturas de ebulição: 373 K, 112 K e 240 K.

Levando-se em conta a estrutura e a polaridade das moléculas dessas substâncias, pede-se:

a) Correlacionar as temperaturas de ebulição às substâncias.

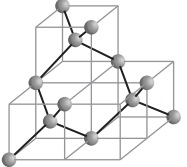
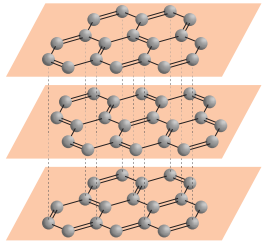
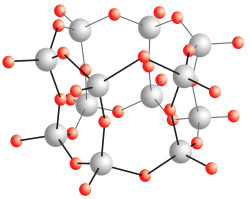
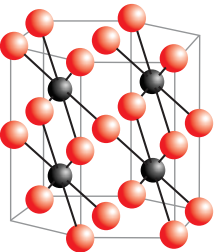
b) Justificar a correlação que você estabeleceu.

4 Macromoléculas

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Legenda da tabela:

carbono

oxigênio

silício

alumínio

Quando um número muito grande de átomos, normalmente indeterminado, estabelece ligações covalentes, formando uma estrutura única, temos a formação de uma macromolécula.

As macromoléculas formam os **cristais covalentes** ou **cristais atômicos**, que possuem altos pontos de fusão e de ebulição e elevada dureza. Podem ser formadas como mostramos na tabela abaixo.

Macromolécula	Exemplos	Características	Estrutura cristalina
Formadas por um único elemento químico	Diamante $C_n(s)$	Cada átomo de carbono faz quatro ligações covalentes simples com outros átomos de carbono, originando uma estrutura tetraédrica. O diamante é o material de maior dureza na escala de Mohs (ver página 251).	
	Grafita $C_n(s)$	Os átomos de carbono fazem uma ligação covalente dupla e duas ligações covalentes simples, de modo que cada átomo de carbono se encontra ligado a três outros átomos de carbono, formando placas de hexágonos que são mantidas juntas por forças de dipolo induzido. Os elétrons da ligação dupla sofrem ressonância, por isso a grafita conduz eletricidade.	
Formadas por elementos químicos diferentes	Sílica $(SiO_4)_n(s)$	Cada átomo de silício encontra-se ligado a quatro átomos de oxigênio (por meio de ligações simples), seguindo os vértices de um tetraedro regular. Por sua vez, cada átomo de oxigênio encontra-se ligado a dois átomos de silício	
	Coríndon $(A\ell_2O_3)_n(s)$	Quando puro, forma cristais hexagonais incolores (safiras incolores) mas pode se apresentar em diversas cores diferentes ou tonalidades diferentes de uma mesma cor, devido à presença de impurezas metálicas em sua composição. Por exemplo, o rubi, vermelho vivo, contém cromo e a safira, azulada, contém cobalto ou titânio.	

O que é amianto?

O amianto (do latim *amiantus*, 'incorruptível') é uma fibra mineral natural sedosa também conhecida por asbesto (do grego *ásbestos*, 'incombustível') e de grande interesse para a indústria, por ser um material de baixo custo, abundante e de excelentes propriedades, como alta resistência mecânica e térmica, incombustibilidade, boa qualidade isolante, durabilidade, flexibilidade, indestrutibilidade, resistência a ácidos, bases e bactérias, facilidade de ser tecida, etc.

Na natureza, o amianto é encontrado em duas formas: serpentinas (amianto branco, que corresponde a cerca de 95% das formações geológicas) e anfibólios (amiantos marrom, azul e outros).

O amianto pode ser empregado para reforçar utensílios cerâmicos, conferindo-lhes propriedades refratárias. No século XIX, mais precisamente durante o período da Revolução Industrial, o amianto foi muito utilizado para isolar termicamente as máquinas e equipamentos, atingindo seu ápice durante a Primeira e a Segunda Guerra Mundial. Foi nesse período que começaram a aparecer surtos de doenças logo associadas ao uso do amianto, que se tornou um dos males industriais mais estudados do século XX, ficando conhecido como a 'poeira assassina'.

Para manter a lucratividade de seus negócios, os grandes produtores mundiais tentaram atribuir toda a malignidade do amianto ao tipo dos anfibólios (que correspondem a menos de 5% de todo o amianto minerado no mundo), afirmando que a extração e o uso da crisotila (amianto branco da classe das serpentinas) é importante para as populações de baixa renda, que a utilizam na construção civil em produtos como telhas de amianto e caixas-d'água, além de ser um material inofensivo à saúde.

Depois de quase um século de estudos, porém, são conhecidas doenças graves relacionados a ambos os tipos de amianto, como a asbestose (doença crônica pulmonar de origem ocupacional), os cânceres de pulmão e do trato gastrointestinal, e o mesotelioma, tumor maligno raro.

O Brasil é um dos cinco maiores produtores mundiais de amianto, e sua maior mina de exploração encontra-se no estado de Goiás. Mesmo após todos os países da Europa já terem proibido o seu uso, o Brasil continua sendo um dos maiores consumidores de amianto, o que mostra que cidadãos de países mais desenvolvidos não aceitam mais se expor a esse material cujos riscos são conhecidos.

O Canadá, por exemplo, é o segundo maior produtor mundial mas consome menos de 3% da produção, 97% é destinado à exportação.

Calcula-se que um cidadão americano se expõe em média a cerca de 100 g/ano de poeira de amianto, um canadense, a 500 g/ano e um brasileiro, mais ou menos, a 1 200 g/ano.

A questão do amianto é um exemplo da prática do duplo padrão (*double-standard*), que consiste na fabricação de produtos de uso proibido em países desenvolvidos para serem vendidos livremente nos países em desenvolvimento.

Adaptado de: Abrea – Associação Brasileira dos Expostos ao Amianto. Disponível em: <www.abrea.org.br/02amianto.htm>. Acesso em: 18 set. 2012.

Há dois grupos importantes de rochas amiantíferas:
- as serpentinas, constituídas pelo mineral crisotilo, $Mg_3Si_2O_5(OH)_4$;
- os anfibólios, constituídos pelos minerais tremolita, $Ca_2Mg_5Si_8O_{22}(OH)_2$, amosita, (Fe, Mg, Ca)$OSiO_2 \cdot n\ H_2O$ e crocidolita, $NaFe_2(SiO_3)_3$.

Keith Morris/Alamy/Other Images

Descarte seguro de telhas de amianto e dutos que utilizam revestimento de amianto como isolantes térmicos. Inglaterra, 2012.

Ana Araujo/Arquivo da editora

Mina de Cana Brava, no município de Minaçu (norte do estado de Goiás), responsável por toda a produção brasileira de amianto.

5 Propriedades dos compostos covalentes

Já descobriu por que uma gota de óleo se espalha uniformemente sobre a superfície da água e por que a cola cola?

O óleo, por exemplo, é dito hidrofóbico (*hidro*, 'água'; *fóbico*, 'fobia, aversão'). Termos como esse nos dão a impressão de que moléculas de óleo e de água repelem-se mutuamente, o que é totalmente falso. De fato, a atração entre uma molécula de água e uma molécula de óleo é muito maior do que a atração entre duas moléculas de óleo. Isso pode ser observado, por exemplo, pingando-se gotas de óleo em um copo de água.

Em contato com o ar, as gotas de óleo se mantêm na forma esférica, que é a forma geométrica em que se tem a menor relação entre área superficial e volume, ou seja, por causa da tensão superficial do óleo, a forma esférica mantém o menor número de moléculas de óleo possível em contato com o ar.

Mas, ao cair na água, as moléculas de óleo perdem a forma esférica e se espalham por toda a superfície do líquido, de modo que otimiza o contato com a água. Nesse ponto, você pode questionar: Se a atração das moléculas de óleo pela água é tão grande, por que o óleo não se dissolve de uma vez na água?

A resposta é simples: porque a atração entre as moléculas de água é muito maior (ligação de hidrogênio) e, assim, as moléculas de óleo não conseguem ficar entre duas moléculas de água vizinhas.

Tudo isso mostra que as forças intermoleculares são muito importantes para entendermos as propriedades dos compostos covalentes.

Acompanhe os itens a seguir.

No caso das colas (goma ou grude), você deve ter reparado que há no mercado diversos produtos com essa finalidade, um para cada material: cola para papel, para madeira, para vidro, para couro, etc. Isso porque cada tipo de cola é desenvolvido para estabelecer forças intermoleculares fortes com determinado material. São as forças intermoleculares entre a cola e duas partes de um material que mantêm o conjunto unido.

Pontos de fusão e de ebulição

Os pontos de fusão e de ebulição de uma substância dependem basicamente de dois fatores: a massa molar e as forças intermoleculares.

Observe na tabela os exemplos abaixo:

Substância	Massa molar/ $g \cdot mol^{-1}$	Força intermolecular	Ponto de fusão/°C	Ponto de ebulição/°C
Propano, C_3H_8	44	dipolo induzido	−187	−42
Cloro, $C\ell_2$	71	dipolo induzido	−100,98	−33,97
Bromo, Br_2	160	dipolo induzido	−7,25	58,78
Iodo, I_2	254	dipolo induzido	113,55	184,35
Brometo de hidrogênio, HBr	81	dipolo permanente	−86	−67
Metanal, CH_2O	30	dipolo permanente	−92	−21
Água, H_2O	18	ligações de hidrogênio	0	100
Diamante, C_n	indeterminada	macromolécula	3 546,85	4 826,85 (sublima)

Fonte dos dados experimentais: PERRY, Rosat H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6th ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

Analisando a tabela acima, o que você conclui?

Como variam os pontos de fusão e de ebulição das substâncias com o aumento da massa molar comparando compostos cujas moléculas estabelecem o mesmo tipo de força intermolecular?

Comparando compostos cujas moléculas estabelecem forças intermoleculares diferentes, como variam os pontos de fusão e de ebulição?

Você deve ter percebido que quanto maior a massa molar, maiores serão os pontos de fusão e de ebulição da substância.

Isso ocorre porque, quanto mais elevada a massa molar da substância, maior a inércia das moléculas que a constituem. Logo, a quantidade de energia necessária para fazê-la mudar de estado de agregação será maior.

Comparando-se substâncias covalentes de massas molares próximas, os pontos de fusão e de ebulição vão variar conforme a intensidade da força intermolecular existente.

Quanto mais intensas forem as forças intermoleculares, maior será a energia necessária para separar as moléculas e fazer a substância mudar de estado de agregação.

Portanto, substâncias que fazem ligações de hidrogênio possuem pontos de fusão e de ebulição maiores do que substâncias cujas moléculas estão ligadas por forças de dipolo permanente, e estas, por sua vez, possuem pontos de fusão e de ebulição maiores do que substâncias cujas moléculas estão ligadas por forças de dipolo induzido.

Pontos de fusão e de ebulição:

ligações de hidrogênio $>$ dipolo permanente $>$ forças de dipolo induzido

Estado de agregação

Quanto maior a massa molar e quanto mais intensas as forças intermoleculares, maior a tendência de a substância apresentar-se na fase sólida em condições ambientes, e vice-versa.

Solubilidade

Em geral, compostos covalentes formados por moléculas polares são solúveis em solventes polares, e os formados por moléculas apolares são solúveis em solventes apolares (regra: semelhante dissolve semelhante).

Exemplos: A água, $H_2O(\ell)$, polar, dissolve a amônia, $NH_3(g)$, polar. Já o tetracloreto de carbono, $CC\ell_4(\ell)$, apolar, dissolve o iodo, $I_2(s)$, apolar. É por isso, por exemplo, que usamos água para dissolver e limpar os resíduos das tintas à base de água e usamos aguarrás para dissolver e limpar os resíduos de tintas à base de óleo.

Dureza

A dureza é definida como a resistência que um material oferece ao ser riscado por outro material e pode ser estabelecida pela escala comparativa do mineralogista alemão Friedrich Mohs (1773-1839),

Escala de Mohs

Dureza	Mineral	Fórmula
1	Talco	$Mg_3Si_4O_{10}(OH)_2$
2	Gipsita	$CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$
3	Calcita	$CaCO_3$
4	Fluorita	CaF_2
5	Apatita	$Ca_5(PO_4)_3(F,C\ell,OH)$
6	Ortoclásio	$KA\ell Si_3O_8$
7	Quartzo	$(SiO_2)_n$
8	Topázio	$A\ell_2SiO_4(F, OH)_2$
9	Coríndon	$A\ell_2O_3$
10	Diamante	C_n

Fonte: <www.rc.unesp.br/igce/petrologia/nardy/n5.pdf>. Acesso em: 7 fev. 2013.

A ortoclásio (mineral do grupo dos feldspatos, um dos componentes do granito), por exemplo, risca a calcita, logo a calcita deixa seu traço sobre o ortoclásio.

elaborada experimentalmente, na qual se atribuíram valores de 1 (menor dureza) a 10 (maior dureza) a uma série de minerais, conforme mostra a tabela da página anterior, com base nos seguintes critérios:

- O mineral de maior dureza risca o mineral de menor dureza.
- O mineral que é riscado (de menor dureza) deixa o seu traço sobre o mineral que o risca (de maior dureza).

De acordo com o tipo de cristal formado, a dureza aumenta sensivelmente na sequência fornecida no quadro a seguir:

Tipo de cristal	Força intermolecular	Dureza	Exemplos
Cristal molecular	Forças de dipolo induzido	Extremamente baixa	Dióxido de carbono, metano, iodo
Cristal dipolar	Forças de dipolo permanente ou ligações de hidrogênio	Varia entre baixa e média	Cloreto de hidrogênio, água e amônia
Cristal covalente ou atômico	Macromoléculas	Dureza muito elevada	Diamante, quartzo, rubi, sílica, berilo

A grafita é exceção, pois é uma macromolécula de dureza extremamente baixa e pode ser utilizada como lubrificante.

Tenacidade

A tenacidade é definida como a resistência que o material apresenta ao choque mecânico (quando submetido a um impacto).

As substâncias covalentes em geral possuem baixa resistência ao impacto. São sólidos quebradiços. O próprio diamante (um dos materiais de maior dureza) pode se partir ao sofrer um forte impacto.

Condutibilidade elétrica

A maioria das substâncias covalentes (água, açúcar) não conduz corrente elétrica de forma que possa ser detectada pelos aparelhos comuns em nenhum estado de agregação (atuam como isolante).

Uma exceção importante é a grafita, que conduz bem a corrente elétrica no estado sólido, sendo utilizada com essa finalidade.

Questões

4. (UMC-SP) O carbono e o silício são da família 14 da tabela periódica. Por que, nas condições ambientes, o dióxido de carbono, CO_2, é um gás, enquanto o dióxido de silício, SiO_2, é um sólido de temperatura de fusão elevada (areia)?

5. (Vunesp-SP) A água, a amônia e o metano têm massas moleculares próximas. Apesar disso, a água possui ponto de ebulição muito mais elevado que os da amônia e do metano. Essas observações experimentais podem ser explicadas porque:

a) a água tem ligações iônicas, enquanto o metano e a amônia são formados por ligações covalentes.
b) os tipos de ligações não interferem no ponto de ebulição.
c) todos os três compostos apresentados têm ligações covalentes, porém a amônia e o metano são polares.
d) as moléculas de água têm as ligações covalentes oxigênio-hidrogênio facilmente rompíveis.
X e) a água possui moléculas polares que formam ligações de hidrogênio, aumentando a força de coesão entre suas moléculas.

6. A fervura significa quebra de ligações intermoleculares. Quando o HF, o HBr e o $C\ell_2$ fervem, que tipos de ligações intermoleculares estão sendo quebrados?

Exercícios de revisão

15.1 (Fameca-SP) Compostos HF, NH_3 e H_2O apresentam elevados pontos de fusão e de ebulição quando comparados a H_2S e HCℓ, por exemplo, devido:
a) às forças de dipolo induzido.
b) às forças de London.
X c) às ligações de hidrogênio.
d) às interações eletrostáticas.
e) às ligações iônicas.

15.2 (UFU-MG) Um químico compilou os valores dos pontos de ebulição dos haletos de hidrogênio. Os resultados foram os seguintes:

Composto	PE/°C	Massa molar/ g · mol^{-1}
HF	+20	20,00
HCℓ	−85	36,46
HBr	−67	80,92
HI	−3	127,91

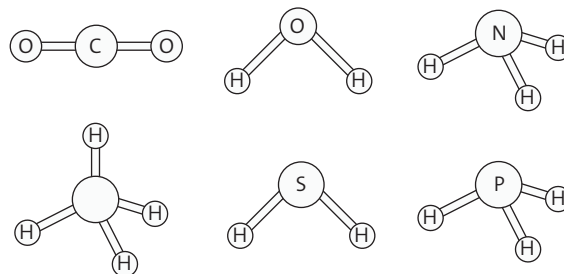
a) Por que essas substâncias apresentam diferentes pontos de ebulição (PE/°C)?
b) Explique por que o HF tem ponto de ebulição superior aos demais haletos de hidrogênio, mesmo tendo a menor massa molar.
c) Explique a ordem dos pontos de ebulição dos três últimos compostos.

15.3 (Vunesp-SP) Considere as afirmações.
I. Comparando duas substâncias com o mesmo tipo de interação intermolecular, a que possuir maior massa molecular possuirá maior ponto de ebulição.
II. Comparando duas substâncias com massas molares próximas, a que possuir forças intermoleculares mais intensas possuirá maior ponto de ebulição.
III. O ponto de ebulição é propriedade específica de uma substância.
Está correto o contido em:
a) I apenas.
b) II apenas.
c) III apenas.
d) I e II apenas.
X e) I, II e III.

Para responder às questões **15.4** e **15.5**, considere aspectos, como geometria molecular, polaridade, forças intermoleculares e as séries
I. CH_4, C_2H_6, C_3H_8, C_4H_{10}
II. HF, HCℓ, HBr, HI
III. NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3
IV. H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te
V. F_2, $Cℓ_2$, Br_2, I_2

15.4 (Uniderp-MS) As séries de moléculas que apresentam sempre um aumento do ponto de ebulição, à medida que aumenta a massa da molécula, são:
a) I e II b) II e III c) II e IV d) III e IV X e) I e V

15.5 (Uniderp-MS) As séries de moléculas que se dissolvem num solvente apolar, como o querosene, são:
a) I e II b) II e IV c) III e IV X d) I e V e) III e V

15.6 (FGV-SP) Quanto às forças intermoleculares, a molécula que forma ligações de hidrogênio com a água é:

a) H_2S. b) CH_4. X c) NH_3. d) PH_3. e) CO_2.

15.7 (FCMSC-SP) À temperatura ambiente, a acetona evapora mais rapidamente do que a água. Sendo assim, pode-se concluir que, em relação à água, a acetona apresenta:
a) ponto de ebulição mais alto;
X b) ligações intermoleculares mais fracas;
c) pressão de vapor menor;
d) ligações de hidrogênio em maior número;
e) configuração geométrica menos simétrica.

15.8 (Fatec-SP) Um *iceberg* é composto de moléculas de água que se mantêm fortemente unidas por meio de interações do tipo:
a) dipolo induzido-dipolo permanente.
b) dipolo instantâneo-dipolo induzido.
c) ligações covalentes dativas.
d) ligações covalentes.
X e) ligações de hidrogênio.

15.9 (Cefet-SP) Qual das seguintes moléculas forma ligações de hidrogênio?
a) H_2S b) CH_4 c) CO_2 X d) H_2SO_3 e) PH_3

15.10 (UFU-MG) O bromo, líquido castanho-avermelhado formado por moléculas apolares, ataca a pele do ser humano, causando feridas que cicatrizam muito lentamente. Do grupo 17 da tabela periódica, à temperatura ambiente, este é o único líquido. Em relação ao bromo, assinale a alternativa correta.
a) O bromo líquido é muito solúvel em água.
X b) Uma solução de bromo em tetracloreto de carbono não conduz corrente elétrica.
c) A intensa força de atração que atua entre as moléculas faz com que o bromo líquido tenha elevado ponto de fusão e ebulição.
d) As forças de atração que atuam entre as moléculas de bromo são do tipo dipolo-dipolo.

CAPÍTULO 16

Compostos orgânicos

Saiu na Mídia!

Poluição do ar de interiores

"Após a crise do petróleo na década de setenta, que teve como consequência o aumento do preço dos combustíveis, houve uma tendência mundial em conservar energia, resultando em edifícios selados, isto é, edifícios que possuem sistemas forçados de ventilação, sistemas de ar-condicionado, entre outros. Esses ambientes passaram a ter elevados níveis de poluentes devido à baixa troca de ar entre o interior e o exterior, além dos materiais usados como forração, acabamento e mobiliário, que contêm vários tipos de substâncias químicas voláteis.

Os sistemas de ventilação foram se tornando cada vez mais sofisticados. O emprego de computadores, usados para variar as quantidades de ar que entram no edifício, fez com que os gastos de energia reduzissem. A temperatura e a umidade são os únicos critérios usados para medir a qualidade do ar interior nesses sistemas, sendo que outros parâmetros indicadores de qualidade foram ignorados.

Como, atualmente, a maioria das pessoas passa boa parte de suas vidas em ambientes fechados, tais como: escolas, residências, edifícios públicos e comerciais, trabalho, transporte, e até mesmo em locais de lazer, justifica-se a preocupação com concentrações de contaminantes no ar desses ambientes. [...]

Os sintomas relacionados à qualidade do ar interno são conhecidos como Síndrome dos Edifícios Doentes (SED).

Os sintomas mais comuns de SED são: irritação e obstrução nasal, desidratação e irritação da pele, irritação e secura na garganta e nas membranas dos olhos, dor de cabeça, cansaço generalizado levando à perda de concentração. Esses sintomas geralmente desaparecem quando a pessoa permanece por um longo tempo fora do ambiente.

Hoje sabemos que uma série de poluentes, dentre eles monóxido de carbono, dióxido de carbono, amônia, óxido de enxofre, óxidos de nitrogênio, nicotina, compostos orgânicos voláteis (COVs), material particulado, são os principais responsáveis pelo deterioramento da qualidade do ar de interiores [...].

Essas substâncias podem ser encontradas em materiais de construção, produtos para forração, acabamento e mobiliário, em materiais de limpeza, tintas, carpetes, metabolismo humano e também nas próprias atividades do homem, como cozinhar, lavar e secar roupas. Materiais como carpetes são ótimos lugares para os microrganismos se instalarem e podem servir, também, como fontes secundárias, absorvendo os compostos orgânicos voláteis e os particulados e liberando-os depois."

BATISTA, Carla Alice Theodoro. *Poluição do ar de interiores*: uma avaliação de casos relacionados à climatização artificial. Trabalho de conclusão de curso – Faculdade de Engenharia, UFJF, Juiz de Fora, 2008. Disponível em: <www.ufjf.br/analiseambiental/files/2009/11/Carla-Alice-Theodoro-Batista.pdf>. Acesso em: 10 set. 2012.

Você sabe explicar?

O que são compostos orgânicos voláteis?

A primeira separação da Química em orgânica e inorgânica ocorreu por volta de 1777 e foi proposta pelo químico sueco Torbern Olof Bergman (1735-1784), que definiu:

- *Química inorgânica: é a parte da Química que estuda os compostos extraídos dos minerais.*
- *Química orgânica: é a parte da Química que estuda os compostos extraídos de organismos vivos, animais e vegetais.*

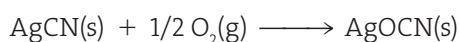
Com base nessa definição, Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) formulou a teoria da força vital, segundo a qual os compostos orgânicos necessitavam de uma força maior, a vida, para serem sintetizados. Até que em 1828, o médico alemão Friedrich Wöhler (1800-1882), que trabalhava como professor e pesquisador em uma escola técnica de Berlim, realizou o experimento que o tornou famoso: a síntese da ureia.

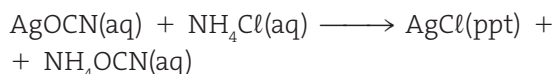
Cotidiano do Químico

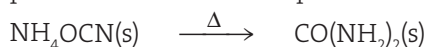
A síntese da ureia

Wöhler procurava preparar o cianato de amônio, $NH_4OCN(s)$, a partir do cianeto de prata, $AgCN(s)$, e do cloreto de amônio, $NH_4C\ell(s)$ – dois sais tipicamente inorgânicos –, de acordo com o seguinte procedimento:

- O cianeto de prata, $AgCN(s)$, foi aquecido na presença de oxigênio do ar, $O_2(g)$, formando o cianato de prata, $AgOCN(s)$.

  $AgCN(s) + 1/2\ O_2(g) \longrightarrow AgOCN(s)$

- Em seguida, o cianato de prata era tratado com solução de cloreto de amônio, produzindo precipitado de cloreto de prata e cianato de amônio em solução.

  $AgOCN(aq) + NH_4C\ell(aq) \longrightarrow AgC\ell(ppt) + NH_4OCN(aq)$

- A solução foi filtrada e evaporada, restando apenas o cianato de amônio sólido que, ao ser aquecido, se transformou em cristais brancos. Wöhler logo reconheceu esses cristais como ureia, a mesma substância que ele extraía com frequência da urina (de cachorro e humana) para utilizar em seus experimentos.

  $NH_4OCN(s) \xrightarrow{\Delta} CO(NH_2)_2(s)$

Wöhler descreveu o resultado inesperado como: "um fato notável, uma vez que representa um exemplo da produção artificial de uma substância orgânica de origem animal a partir de substâncias inorgânicas", o que ia diretamente contra a **teoria do vitalismo** que imperava na época.

A produção de ureia em laboratório causou um certo impacto, e a teoria do vitalismo, que "emperrava" o desenvolvimento da Química Orgânica, começou a declinar.

JeffreyRasmussen/Shutterstock/Glow Images

A foto mostra o modelo "bolas e varetas" da molécula de ureia que enfatiza o tipo de ligação covalente entre os átomos.

Uma vez que um composto orgânico havia sido sintetizado em laboratório, a definição de Bergman para a Química orgânica tornou-se inadequada e uma nova definição foi proposta:

Química orgânica é a parte da Química que estuda praticamente todos os compostos do elemento carbono.

Sendo assim, a Química inorgânica é a parte da Química que estuda os compostos dos demais elementos e alguns poucos compostos do elemento carbono, os denominados compostos de transição que, apesar de possuírem o carbono, têm propriedades semelhantes às dos compostos inorgânicos, como o cianeto de hidrogênio, HCN(g), o carbonato de cálcio, $CaCO_3$(s), o dióxido de carbono, CO_2(g), o monóxido de carbono, CO(g), o cianato de hidrogênio, HCNO(g), entre outros.

Hoje são conhecidos mais de 19 milhões de compostos orgânicos presentes em inúmeros produtos que utilizamos diariamente, como gasolina, querosene, álcoois, plásticos, borrachas, tintas, remédios, fibras têxteis, papéis, produtos de limpeza, cosméticos, produtos de higiene, pesticidas e fertilizantes agrícolas.

Isso ocorre em razão da versatilidade única do elemento carbono que, por ser tetravalente e ter um raio atômico relativamente pequeno, é capaz de formar compostos que contêm milhares de átomos ligados, arranjados das mais diferentes maneiras.

Shutterstock/Glow Images

Art&design/Shutterstock/Glow Images

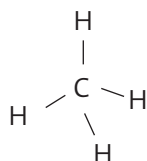
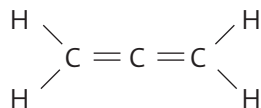
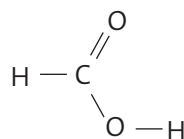
A versatilidade do carbono dá origem aos inúmeros compostos orgânicos que constituem diversos materiais que incorporamos em nossa vida.

1 Postulados de Kekulé

Entre 1858 e 1861, o químico alemão Friedrich August Kekulé (1829-1896), o químico escocês Archibald Scott Couper (1831-1892) e o químico russo Alexander M. Betherov (1828-1886) lançaram independentemente os três postulados que constituem as bases fundamentais da Química orgânica.

1º postulado

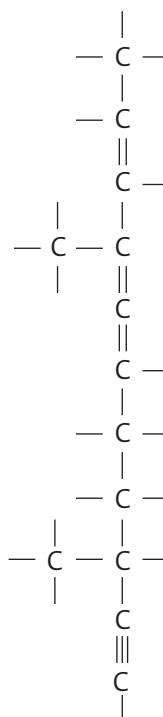
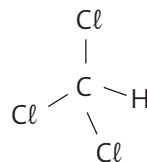
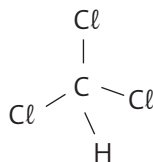
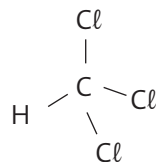
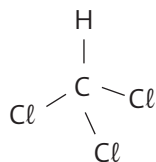
O carbono é tetravalente, ou seja, faz quatro ligações covalentes que podem ser estabelecidas de uma das seguintes formas:

- 4 ligações simples – por exemplo, no metano: CH_4;
- 2 ligações duplas – por exemplo, no propadieno: C_3H_4;
- 2 ligações simples e 1 ligação dupla – por exemplo, no ácido metanoico, CH_2O_2;
- 1 ligação simples e 1 ligação tripla – por exemplo, no acetileno, C_2H_2.

metano

propadieno

ácido metanoico

acetileno

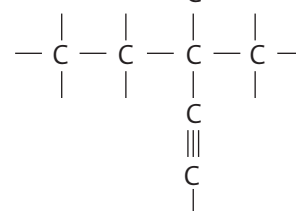
2º postulado

As quatro ligações simples do carbono são iguais em comprimento e energia.

Veja, por exemplo, a molécula de clorofórmio, $CHC\ell_3$. Podemos representar sua fórmula estrutural espacial de qualquer uma das maneiras a seguir, pois todas as ligações simples são iguais.

3º postulado

O carbono é capaz de formar cadeias (ligações químicas sucessivas) com outros átomos de carbono.

As cadeias carbônicas podem conter milhares de átomos de carbono ligados sucessivamente, formando compostos estáveis. É o que justifica o grande número de compostos orgânicos conhecidos.

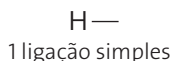
Lembre-se de que cada traço indica um par de elétrons compartilhados com outro átomo (não representado na estrutura ao lado).

Cadeia carbônica

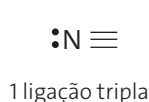
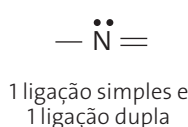
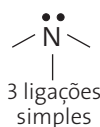
2 Elementos organógenos

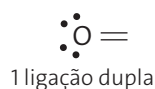
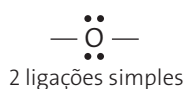
Os elementos organógenos são os quatro elementos que formam praticamente todos os compostos orgânicos.

Além do **carbono** que é **tetravalente** (faz 4 ligações covalentes), temos:

- **Hidrogênio**: faz 1 ligação covalente, é monovalente.

H —
1 ligação simples

- **Nitrogênio**: faz 3 ligações covalentes, é trivalente.

3 ligações simples | 1 ligação simples e 1 ligação dupla | 1 ligação tripla

- **Oxigênio**: faz 2 ligações covalentes, é bivalente.

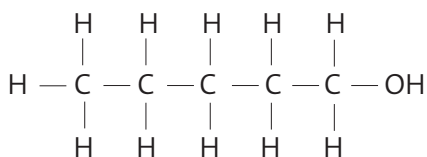
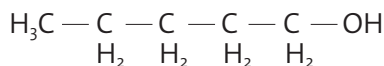
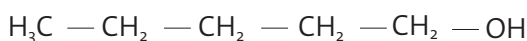
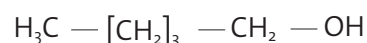
2 ligações simples | 1 ligação dupla

Eventualmente outros elementos também podem formar compostos orgânicos, só que em menor número – por exemplo, o enxofre (bivalente), o fósforo (trivalente) e os halogênios, como o cloro, o bromo e o iodo (monovalentes). Até metais como magnésio e sódio podem fazer parte da estrutura de compostos orgânicos específicos, denominados compostos organometálicos.

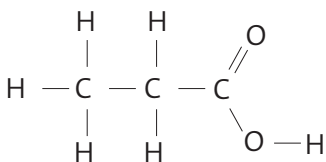
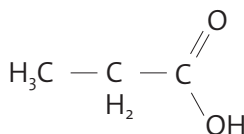
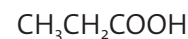
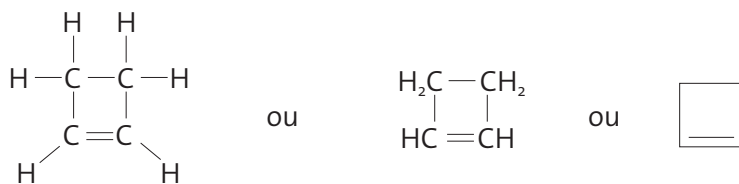
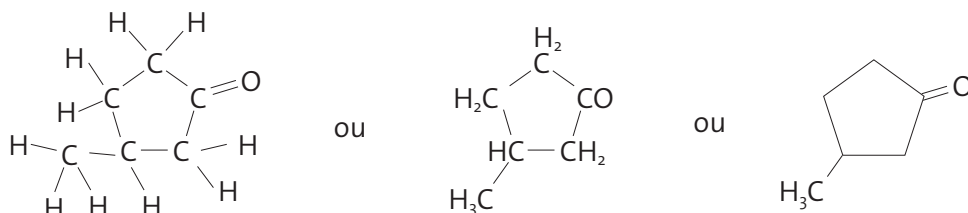
3 Simplificação de fórmulas estruturais

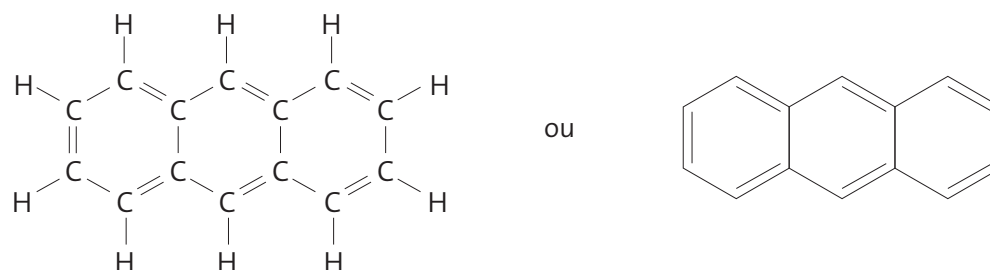
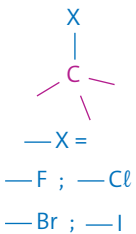
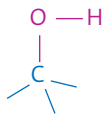
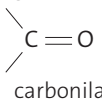
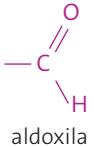
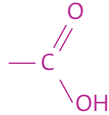
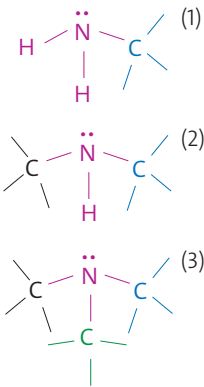
Às vezes a **fórmula estrutural plana** de um composto orgânico pode se tornar muito longa e complexa se representarmos todas as ligações entre os átomos. Por essa razão é comum simplificarmos a fórmula estrutural, condensando algumas ligações.

Observe a seguir alguns exemplos de simplificação da fórmula estrutural, dados os nomes e as fórmulas moleculares dos compostos.

- Simplificação da fórmula do pentan-1-ol, $C_5H_{11}OH$

$H_3C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$ ou $H_3C - [CH_2]_3 - CH_2 - OH$

- Simplificação da fórmula do ácido propanoico, $C_3H_6O_2$

ou ou CH_3CH_2COOH

- Simplificação do ciclobuteno, C_4H_6

- Simplificação da 3-metilciclopentanona, $C_6H_{10}O$

Note que, na simplificação da fórmula dos compostos cíclicos, cada vértice da figura geométrica representa um átomo de carbono. As ligações do carbono com o hidrogênio não precisam ser representadas, pois fica implícito que todas as ligações que estão faltando (o carbono faz quatro ligações) estão sendo feitas com hidrogênio. As ligações do carbono com outros elementos devem ser representadas.

- Simplificação do antraceno, $C_{14}H_{10}$

O antraceno possui três anéis aromáticos. Cada anel ou núcleo aromático é formado por um ciclo plano com 6 átomos de carbono que estabelecem entre si ligações ressonantes (intermediárias entre a simples e a dupla). O anel aromático mais simples é o benzeno (página 230).

4 Funções orgânicas importantes

Os compostos orgânicos são divididos em grupos ou funções conforme o comportamento químico que apresentam. Ter um comportamento químico semelhante significa reagir de maneira semelhante diante de determinada substância, quando as condições são as mesmas. E o que faz compostos diferentes terem o comportamento químico semelhante? O fato de possuírem em comum o mesmo **grupo funcional**.

O grupo funcional é um agrupamento de átomos responsável pela semelhança no comportamento químico de uma série de compostos diferentes.

O número de grupos funcionais da Química orgânica é muito grande, e vamos ver muitos deles em detalhes, no volume 3. Neste momento é importante que você reconheça o papel da Química orgânica e identifique os compostos orgânicos mais importantes e suas características.

Principais grupos funcionais e suas propriedades			
Função química	**Grupo funcional**	**Polaridade**	**Pontos de fusão e de ebulição**
Hidrocarboneto: todo composto que possui apenas carbono e hidrogênio.	C_xH_y	Compostos apolares.	Valores baixos em relação aos compostos polares.
Haleto orgânico: derivado de hidrocarboneto pela substituição de um ou mais hidrogênios por átomos de halogênios (X = F, Cℓ, Br ou I).	X ligado a C; —X = —F ; —Cℓ ; —Br ; —I	Compostos levemente polares.	Próximos aos dos hidrocarbonetos de massa molar semelhante.
Álcool: possui o grupo hidroxila, —OH, ligado (especificamente) a um carbono saturado.	O—H ligado a C	Compostos muito polares.	Valores elevados, bem maiores que os dos hidrocarbonetos.
Aldeído: possui o grupo carbonila ligado ao hidrogênio. C═O carbonila	—C(═O)H aldoxila	Compostos polares.	Maiores que os dos hidrocarbonetos e menores que os dos álcoois.
Ácido carboxílico: possui o grupo carboxila, ou seja, a carbonila ligada a um grupo —OH.	—C(═O)OH	Compostos mais polares que os álcoois.	Mais elevados que os dos álcoois de massa molar próxima.
Amina: derivada da amônia, NH_3, pela troca de um, dois ou três hidrogênios por substituintes orgânicos (cadeias carbônicas).	(1) H—N(—H)—C; (2) C—N(—H)—C; (3) C—N(—C)—C	Compostos polares.	Mais elevados que os dos compostos apolares e mais baixos que os dos álcoois (de massa molar próxima).

Nomenclatura

Os hidrocarbonetos formam a classe de compostos mais importantes da Química orgânica. Muito utilizados como combustíveis, compõem praticamente toda a matéria-prima da indústria petroquímica. A principal fonte de hidrocarbonetos na natureza é o petróleo.

O nome oficial de um hidrocarboneto é fornecido basicamente pelo esquema abaixo.

prefixo + infixo + o

O prefixo indica o número de átomos de carbono na cadeia principal (maior sequência de átomos de carbono), e o infixo indica o tipo de ligação entre carbonos, conforme mostra o quadro a seguir. O sufixo indica o grupo funcional, **o** indica justamente que o composto é um hidrocarboneto.

Prefixos	Infixos	Exemplos
1 carbono: met 2 carbonos: et	só ligações simples entre carbonos: an $-C-C-C-C-C-$	Butano $H_3C-\underset{H_2}{C}-\underset{H_2}{C}-CH_3$
3 carbonos: prop 4 carbonos: but	1 ligação dupla entre carbonos: en $-C-C=C-C-C-$	Propeno $H_2C=\underset{H}{C}-CH_3$
5 carbonos: pent 6 carbonos: hex	2 ligações duplas entre carbonos: dien $C=C-C=C-C-$	Propadieno $H_2C=C=CH_2$
7 carbonos: hept 8 carbonos: oct 9 carbonos: non	1 ligação tripla entre carbonos: in $-C-C-C\equiv C-C-$	Etino $HC\equiv CH$

O nome dos compostos dos demais grupos funcionais segue esse mesmo equema mudando apenas o sufixo. Observe os exemplos na tabela abaixo.

Função	Haletos orgânicos	Álcoois	Aldeídos	Ácidos carboxílicos	Aminas
Sufixo	o	ol	al	oico	amina
Exemplo	2-bromopropano $H_3C-\overset{Br}{\underset{H}{C}}-CH_3$	propan-2-ol $H_3C-\overset{OH}{\underset{H}{C}}-CH_3$	propanal $H_3C-\underset{H_2}{C}-C(=O)-H$	ácido propanoico $H_3C-\underset{H_2}{C}-C(=O)-OH$	propan-amina $H_3C-\underset{H_2}{C}-\underset{H_2}{C}-NH_2$

O etanol ou álcool etílico se dissolve tanto em água como na gasolina porque sua molécula possui uma extremidade apolar e uma extremidade polar.

Kletr/Shutterstock/Glow Images

Inicialmente o ácido metanoico era obtido por meio da destilação de formigas vermelhas (daí a origem do nome "fórmico"). A dor intensa da picada da formiga vermelha é causada pelo ácido metanoico que ela injeta.

Aplicações

Os compostos orgânicos estão presentes em praticamente tudo o que faz parte de nosso dia a dia. Em relação aos grupos funcionais que estamos estudando, podemos destacar as seguintes aplicações.

- **Hidrocarbonetos**
  Os combustíveis fósseis como, gasolina, querosene, *diesel*, são todos misturas de hidrocarbonetos. Esses compostos também são utilizados na fabricação de plásticos, fibras têxteis, borrachas sintéticas, tintas, detergentes e fertilizantes agrícolas entre outros.

- **Haletos orgânicos**
  Atualmente, a indústria produz cerca de 11 000 organoclorados distintos, utilizados numa ampla gama de produtos, desde pesticidas até plásticos. Ocorre, porém, que a produção e o uso desses compostos geram milhares de outros organoclorados não desejados, como as dioxinas, um dos grupos de compostos mais nocivos que existem.

- **Álcoois**
  Os álcoois mais conhecidos são o metanol e o etanol, também denominados álcool metílico e álcool etílico, respectivamente. O metanol, CH_3OH, é o mais tóxico dos álcoois, podendo causar cegueira e até a morte quando ingerido. É danoso quando inalado ou absorvido pela pele. É utilizado como combustível e como solvente. O etanol, CH_3CH_2OH, possui toxidez moderada. É amplamente utilizado em bebidas alcoólicas e também como combustível e solvente.

- **Aldeídos**
  Os aldeídos que apresentam mais aplicações são o metanal (aldeído fórmico ou formaldeído) e o etanal (aldeído acético). O metanal é um gás incolor, de cheiro característico e irritante. Em água, a cerca de 40%, forma uma solução conhecida por formol, usada como desinfetante e na conservação de peças anatômicas. O etanal é utilizado na síntese de diversos compostos orgânicos, na obtenção de resinas, inseticidas (DDT) e também na fabricação de espelhos comuns (como redutor de íons prata).

- **Ácidos carboxílicos**
  Os compostos que apresentam maior diversidade de uso são os ácidos metanoico e etanoico. O ácido metanoico ou fórmico é um líquido incolor, cáustico, de cheiro forte e irritante. É utilizado no tingimento de tecidos como mordente (para fixar as cores do corante no tecido) e como desinfetante em medicina. O ácido acético (do latim *acetum*) concentrado é um líquido incolor, muito tóxico, de cheiro penetrante e sabor azedo. É usado na preparação de perfumes, corantes, seda artificial, acetona e como vinagre em soluções a 4% em volume de ácido acético em média.

- **Aminas**
  As aminas estão presentes em inúmeros medicamentos, em corantes destinados desde a tintura de cabelos até o tingimento de tecidos e são importantes na síntese de diversos compostos orgânicos.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. Indique quantos átomos de hidrogênio estão faltando para completar as ligações nos compostos abaixo:

a)

```
                       O
                      //
C — C — C — C — C
    |       |       \
    C       N        O
```

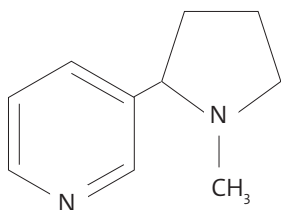
b)

```
      C
   /    \\
  C      C
  |      |
  C      C
   \    /  \
     N      O
```

c)

```
Cℓ — C — C = C — C ≡ C — C — S
     |       |
     C       O
```

2. A nicotina faz parte de um grupo de compostos denominados alcaloides, ou seja, compostos nitrogenados de caráter básico e de origem vegetal, que apresentam em geral uma potente ação tóxica no organismo animal. A nicotina é, em termos farmacológicos, o ingrediente mais ativo da fumaça do cigarro e um dos agentes tóxicos mais potentes e mais rapidamente fatais que se conhece. A dose letal média para o ser humano situa-se entre 40 mg e 60 mg. Um cigarro normal libera cerca de 1,1 mg de nicotina. A nicotina causa dependência como a cocaína, a heroína e o álcool. Forneça a fórmula molecular da nicotina com base na sua fórmula estrutural esquematizada abaixo.

N   N CH_3

3. (Fatec-SP) O gás natural, constituído principalmente de metano, CH_4, está sendo utilizado como combustível para automóveis e outros veículos. O gás natural é mais seguro para essa utilização do que o gás liquefeito de petróleo, o GLP (uma mistura de propano, C_3H_8, e butano, C_4H_{10}). Sobre isso, fazemos as seguintes afirmações:

I. Em caso de vazamento, o gás natural tende a subir e se dispersar na atmosfera, enquanto o GLP tende a se acumular junto ao solo, aumentando o risco de explosão.

II. O gás natural é menos denso que o ar, enquanto o GLP é mais denso.

III. O gás natural é menos corrosivo para os tanques de combustível que o GLP, devido a sua baixa massa molar.

Dados: as massas molares em g/mol: CH_4 = 16; ar (valor médio) = 28,8; propano = 44 e butano = 58.

Dessas afirmações, são corretas:

a) apenas I.
X b) apenas I e II.
c) apenas III.
d) apenas II e III.
e) I, II e III.

4. (Esal-MG) Os alquenos – hidrocarbonetos com ligação dupla entre carbonos – são obtidos em quantidades industriais principalmente pelo craqueamento (degradação a altas temperaturas) do petróleo. Esses compostos apresentam grandes utilidades como intermediários químicos: "etileno", na síntese do álcool etílico, do óxido de etileno e dos alquenos superiores; "propileno", na síntese do óxido de propileno e 1,2-dicloropropano; e os alquenos (C_8—C_{12}), na obtenção de detergentes. Tricloroetileno e tetracloroetileno são usados em grandes quantidades como solventes para limpeza.

a) Escreva a fórmula estrutural dos compostos: etileno; propileno; 1,2-dicloropropano e tetracloroetileno.
b) Escreva a nomenclatura Iupac para o etileno e para o propileno.

5. (UFMG) Várias essências usadas em perfumaria são extraídas de flores por meio de benzeno ou hexano. Sobre as substâncias componentes dessas essências, todas as afirmações estão corretas, exceto:

a) São semelhantes entre si quanto a polaridade.
b) São constituídas por ligações covalentes.
c) São voláteis.
X d) São solúveis em água.
e) São constituídas por moléculas orgânicas.

6. (UFRGS-RS) Em vazamentos ocorridos em refinarias de petróleo, que extravasam para rios, lagos e oceanos, verifica-se a utilização de barreiras de contenção para evitar a dispersão do óleo. Nesses casos, observa-se a formação de um sistema heterogêneo onde o petróleo fica na superfície desses recursos hídricos. Sobre o sistema acima descrito é correto afirmar que a água e o petróleo não se misturam porque:

a) se apresentam em fases de agregação diferentes.
b) apresentam densidades diferentes, e o petróleo fica na superfície devido a sua maior densidade.
X c) apresentam moléculas com polaridades diferentes, e o petróleo fica na superfície devido a sua menor densidade.
d) a viscosidade da água é maior que a do petróleo.
e) a elevada volatilidade do petróleo faz com que este fique na superfície.

De onde vem... para onde vai?

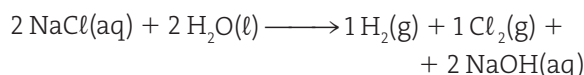
PVC

O processo industrial

O PVC contém 57% de cloro e 43% de eteno em massa.

O cloro necessário à fabricação do PVC é obtido da eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio (sal de cozinha), em um processo baseado na eletrólise da água, adaptado para ocorrer em escala industrial.

A equação da reação de obtenção do cloro por eletrólise é:

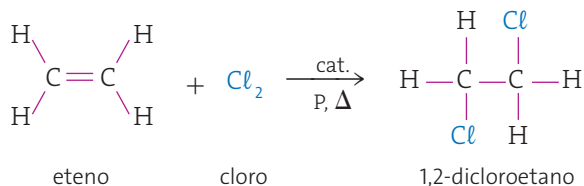
$$2\ NaC\ell(aq) + 2\ H_2O(\ell) \longrightarrow 1\ H_2(g) + 1\ C\ell_2(g) + 2\ NaOH(aq)$$

O eteno (etileno) é obtido principalmente do gás natural, proveniente da destilação fracionada do petróleo ou de um processo denominado **craqueamento** ou pirólise (quebra pelo fogo) do petróleo.

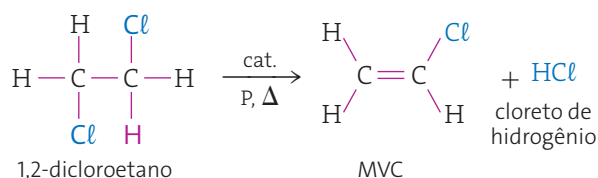
Nesse processo – que visa aumentar a produção de gasolina e no qual o eteno é obtido como subproduto –, submetem-se moléculas de hidrocarbonetos das frações querosene, óleo *diesel* ou óleo lubrificante (também obtidas na destilação do petróleo), a temperaturas entre 450 °C e 700 °C, para "quebrá-las" em cadeias menores, que estejam na faixa da fração gasolina.

Exemplo:

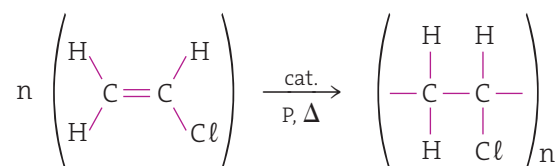
$$\underset{\text{fração querosene}}{1\ C_{12}H_{26}(\ell)} \longrightarrow \underset{\text{fração gasolina}}{1\ C_8H_{18}(\ell)} + \underset{\text{eteno}}{2\ C_2H_4(g)}$$

Em seguida, faz-se o cloro reagir com o eteno (reação de adição), formando dicloroetano (EDC).

$$\underset{\text{eteno}}{H_2C{=}CH_2} + \underset{\text{cloro}}{C\ell_2} \xrightarrow[P,\ \Delta]{\text{cat.}} \underset{\text{1,2-dicloroetano}}{H{-}CHC\ell{-}CHC\ell{-}H}$$

Em seguida o dicloroetano é enviado a um forno e submetido a alta temperatura para ser decomposto por aquecimento (pirólise), produzindo o cloreto de etenila ou monocloreto de vinila (MVC), que é a unidade básica (monômero) do policloreto de vinila ou PVC (polímero).

$$\underset{\text{1,2-dicloroetano}}{H{-}CHC\ell{-}CHC\ell{-}H} \xrightarrow[P,\ \Delta]{\text{cat.}} \underset{\text{MVC}}{H_2C{=}CHC\ell} + \underset{\text{cloreto de hidrogênio}}{HC\ell}$$

As moléculas de MVC são submetidas a determinadas condições de pressão e temperatura na presença de catalisadores que vão promover um processo denominado polimerização por adição. Nesse processo, um grande número de pequenas moléculas de MVC ligam-se umas às outras em sequência, formando uma única molécula muito maior, com massa molar média entre 50 000 g/mol e 100 000 g/mol e densidade de aproximadamente 1,39 g/cm³, que se apresenta na forma de um pó muito fino, inerte e de cor branca, o PVC.

A reação de obtenção do PVC é representada pela seguinte equação química de polimerização:

$$n\ (H_2C{=}CHC\ell) \xrightarrow[P,\ \Delta]{\text{cat.}} \left({-}CH_2{-}CHC\ell{-} \right)_n$$

Ftalatos

O PVC apresenta boa resistência química e térmica (em razão do elevado teor de cloro) e pode ser processado de duas formas básicas: o **PVC flexível** ou plastificado (obtido pela mistura de PVC + plastificante) que é predominantemente amorfo (sem um arranjo interno definido), semelhante ao couro e de baixo custo, e o **PVC rígido** (não plastificado).

Os plastificantes mais utilizados para obter o PVC flexível são os **ftalatos**, como o dietil-hexil ftalato (DEHP) e o di-isononil ftalato (DINP). São materiais viscosos de aspecto semelhante ao mel que saturam a matriz tridimensional da resina plástica, da mesma forma que uma esponja rija é saturada de água. A resina plástica torna-se flexível, mas com o tempo esses aditivos, gradualmente, vão sendo eliminados, deixando o material novamente ressequido. Os produtos de consumo

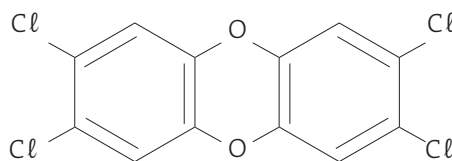
de PVC, ou vinil, amaciados podem conter mais de 40% de seu peso em ftalato.

O problema é que há indícios de que os ftalatos possam causar uma série de problemas à saúde, incluindo danos ao fígado, aos rins e ao pulmão, bem como anormalidades no sistema reprodutivo e no desenvolvimento sexual, além de serem classificados como "prováveis carcinogênicos humanos".

Isso é preocupante se observarmos a gama de produtos em que o PVC flexível é utilizado: calças plásticas para bebês, embalagens para medicamentos, bolsas de sangue, tubos para transfusão e hemodiálise, artigos cirúrgicos, brinquedos (bolas, bonecas, mordedores), móveis para escolas infantis, toalhas de mesa, cortinas de chuveiro, bolsas e roupas de couro artificial, revestimentos de fios e cabos elétricos, pisos, forração de poltronas, sofás e estofamentos de automóveis.

Outro problema que merece ser observado é o amplo uso do PVC em produtos médico-hospitalares, que após o descarte são enviados ao incinerador por serem considerados produtos perigosos e potencialmente capazes de transmitir doenças (bactérias e vírus) se forem enviados ao aterro sanitário. É fato comprovado que a combustão de substâncias cloradas libera dioxinas no ambiente (classificadas como poluentes orgânicos persistentes). Assim, as dioxinas são produzidas de forma não intencional e sem controle legal.

Zwola Fasola/Shutterstock/Glow Images

Cℓ O Cℓ
Cℓ O Cℓ

As dioxinas formam um grupo de 75 compostos com graus de toxicidade diferentes. O mais perigoso é o 2,3,7,8-tetraclorodibenzo-*p*-dioxina (TCDD), esquematizado acima.

Não existe um nível de dioxinas considerado seguro. Mesmo concentrações da ordem de ppt (partes por trilhão) são perigosas.

O PVC rígido que também contém aditivos (estabilizantes à base de chumbo, cálcio e zinco, modificadores acrílicos, dióxido de titânio, carbonato de cálcio, negro de fumo e pigmentos) é utilizado na fabricação de dutos e tubos rígidos para água e esgoto.

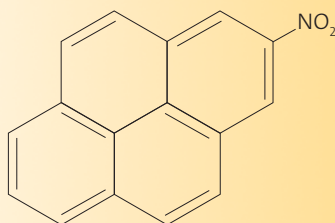
Sugestão de *sites* para pesquisa na internet sobre o PVC:
<www.institutodopvc.org>;
<www.nossofuturoroubado.com.br>.
Acesso em: 18 fev. 2013.

Trabalho em equipe

A sala pode ser dividida em dois grupos, **I** e **II**, para debater o seguinte problema: sabe-se que as dioxinas afetam o sistema imunológico, o funcionamento da tireoide e do fígado, gerando maior suscetibilidade a infecções. Exposição a elevadas concentrações foi associada a problemas congênitos, atraso no crescimento de crianças, alterações hormonais, alteração na razão de nascimentos entre machos e fêmeas, diabetes e câncer. A única forma de banir as dioxinas seria uma transição para materiais e processos livres de cloro. Isso é viável?

a) **Grupo I** deve pesquisar argumentos para provar que é viável a transição para materiais e processos livres de cloro.

b) **Grupo II** deve pesquisar argumentos para provar que não é viável a transição para materiais e processos livres de cloro.

benzopireno

2-nitropireno

O que são compostos orgânicos voláteis?

Os compostos orgânicos voláteis, COVs, ocorrem em ambientes fechados quando evaporam de materiais de construção, acabamento, decoração e mobiliários. Alguns COVs são relacionados a fontes de formaldeído – produtos de madeira, com ou sem acabamento, com resina de ureia-formaldeído ou fórmica – e clorofórmio – formado no atrito da água com os encanamentos de PVC.

Além disso, podem ser produzidos em processos de combustão e nas emissões metabólicas de microrganismos.

Há também os denominados compostos orgânicos semivoláteis, COSVs, como os hidrocarbonetos policíclicos aromáticos (HPAs), constituídos de dois a seis anéis aromáticos, como naftaleno (e seus derivados), antraceno, fenantreno, benzopireno (altamente cancerígeno) e outros que têm sido detectados com frequência em ambientes fechados.

Os HPAs podem reagir com os óxidos de nitrogênio, NO_x, para formar nitroarenos, compostos altamente tóxicos e perigosos, mesmo em pequenas concentrações.

Os COSVs são encontrados em emissões de veículos movidos a *diesel*, nos cartuchos de fotocopiadoras e também na queima de matérias orgânicas, como carne de churrasco, madeira e tabaco.

CURIOSIDADE

PCB – poluente orgânico persistente

PCB (*polychlorinated biphenyls*) é a sigla para bifenilo policlorado. Trata-se de uma família de 209 compostos cuja estrutura é formada de anéis benzênicos (geralmente clorados) ligados entre si em número variável.

São compostos resistentes a altas temperaturas (não se inflamam com facilidade), são maus condutores elétricos e apresentam grande estabilidade química. Essas propriedades atribuem aos PCB uma série de aplicações, como em refrigeração, em lubrificação industrial, em tintas, em adesivos, em plásticos e como retardadores de chama.

Os PCB, conhecidos comumente por **ascarel** (ascaréis), fazem parte do grupo dos chamados “poluentes orgânicos persistentes”, os POP.

Os POP são substâncias orgânicas tóxicas e biocumulativas, isto é, que se acumulam progressivamente na cadeia alimentar (microrganismos, plantas, aves, peixes, animais herbívoros, animais carnívoros e seres humanos) e não são eliminados com o tempo. São resistentes à degradação biológica (não são biodegradáveis), são resistentes à degradação química e à degradação fotolítica (provocada pela luz). Afetam o equilíbrio dos ecossistemas, mesmo em pequenas concentrações.

Muitos POP são mutagênicos, cancerígenos ou teratogênicos.

Em maio de 2001, noventa países, inclusive o Brasil, assinaram em Estocolmo, na Suécia, um Tratado Internacional de Banimento dos doze POP considerados mais perigosos para o meio ambiente e a saúde pública. São eles:

- **oito pesticidas**: aldrina, dieldrina, endrina, clordano, heptacloro, DDT, toxafeno e mirex;
- **dois compostos de aplicação industrial**: hexaclorobenzeno e bifenilos policlorados (PCB);
- **dois resíduos (subprodutos não intencionais)**: dioxinas e furanos.

Questões

7. (UFSM-RS) Nas espiriteiras do exército, é utilizado o álcool estearílico (18 átomos de carbono), que é sólido mas se funde rapidamente quando aquecido, servindo de combustível para a chama. Diante dessa situação, analise as afirmativas:

I. O etanol, por ter cadeia menor, é completamente miscível com água.
II. À medida que aumenta a cadeia de carbono dos álcoois, eles se aproximam do comportamento dos hidrocarbonetos.
III. À medida que aumenta o número de átomos de carbono da cadeia, diminui a solubilidade dos álcoois em água.
IV. Devido às ligações de hidrogênio, o ponto de ebulição dos álcoois é maior que o dos alcanos de massa molecular semelhante.

Estão corretas:
a) I e II apenas.
b) III e IV apenas.
c) I, II e III apenas.
d) II, III e IV apenas.
X e) I, II, III e IV.

8. (Fuvest-SP) Em uma tabela de propriedades físicas de compostos orgânicos foram encontrados os dados abaixo para compostos de cadeia linear I, II, III e IV.

Composto	Ponto de ebulição/°C a 1 atm	Solubilidade em água
I	69,0	Insolúvel
II	78,5	Infinita
III	97,4	Infinita
IV	98,4	Insolúvel

Esses compostos são etanol, heptano, hexano e propan-1-ol, não necessariamente nessa ordem.
Os compostos I, II, III e IV são, respectivamente:
a) etanol, heptano, hexano e propan-1-ol.
b) heptano, etanol, propan-1-ol e hexano.
c) propan-1-ol, etanol, heptano e hexano.
X d) hexano, etanol, propan-1-ol e heptano.
e) hexano, propan-1-ol, etanol e heptano.

9. A tensão superficial dos líquidos depende diretamente de processos de interação entre as moléculas, como ligação de hidrogênio, por exemplo. Qual das substâncias abaixo tem maior tensão superficial?
a) benzeno
b) octano
c) álcool etílico
d) tetracloreto de carbono
X e) ácido etanoico

10. Em relação ao etanal ou aldeído acético são feitas as afirmações a seguir. Selecione a(s) correta(s). A resposta deve ser a soma dos números das alternativas selecionadas.
X 01. O etanal é solúvel em meio aquoso, pois estabelece ligações de hidrogênio com as moléculas de água.
02. Devido à presença do grupo carbonila, as moléculas de aldeído fazem ligações de hidrogênio entre si.
X 04. Os pontos de fusão e de ebulição dos aldeídos são mais altos que os dos hidrocarbonetos e mais baixos que os dos álcoois de massa molecular próxima.
08. Os aldeídos são amplamente usados como solvente, pois são pouco reativos. Soma: 05

11. (UFPA) O caproaldeído é uma substância com odor desagradável e irritante, que é eliminada pelas cabras durante o seu processo de transpiração. Sabendo que esse aldeído é um hexanal, podemos afirmar que, em uma molécula desse composto, o número de hidrogênios é igual a:
a) 4. b) 5. c) 6. d) 10. X e) 12.

12. O ácido metanoico (ácido fórmico), HCOOH, possui massa molar igual a 46 g/mol, ponto de fusão igual a 8 °C e ponto de ebulição igual a 100,5 °C. Já o álcool etílico (etanol), CH_3CH_2OH, de mesma massa molar (46 g/mol), possui ponto de fusão igual a –115 °C e ponto de ebulição igual a 78,3 °C. Proponha uma explicação para o fato de o ácido metanoico possuir valores muito mais altos de pontos de fusão e de ebulição em relação aos do álcool etílico, uma vez que eles possuem a mesma massa molar.

13. (Fuvest-SP) Em um laboratório, três frascos com líquidos incolores estão sem rótulos. Ao lado deles estão os três rótulos com as seguintes identificações: ácido etanoico, pentano e 1-butanol. Para poder rotular corretamente os frascos determinam-se, para esses líquidos, o ponto de ebulição (PE) sob 1 atm e a solubilidade em água (S) a 25 °C.

Líquido	PE/°C	S/g · (100 mL)$^{-1}$
X	36	0,035
Y	117	7,3
Z	118	infinita

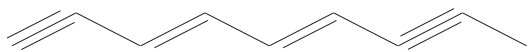
Com base nessas propriedades, conclui-se que os líquidos **X**, **Y** e **Z** são, respectivamente,
X a) pentano, 1-butanol e ácido etanoico.
b) pentano, ácido etanoico e 1-butanol.
c) ácido etanoico, pentano e 1-butanol.
d) 1-butanol, ácido etanoico e pentano.
e) 1-butanol, pentano e ácido etanoico.

14. Assinale as afirmações corretas e some as respostas dos números das alternativas escolhidas. Soma: 01
X 01. As aminas são derivadas da amônia, NH_3.
02. Todas as aminas fazem ligações de hidrogênio entre si.
04. Somente as aminas primárias e secundárias fazem ligações de hidrogênio com a água.
08. Em geral, as aminas possuem pontos de fusão e de ebulição mais elevados que os dos álcoois.

Exercícios de revisão

16.1 (UEL-PR) $H_2C \; x \; CH — CH_2 — C \; y \; N$, na fórmula **x** e **y** representam, respectivamente, ligações:

a) simples e dupla. c) tripla e tripla. X e) dupla e tripla.
b) dupla e dupla. d) tripla e simples.

16.2 A fórmula molecular do hidrocarboneto non-3,5-dien-1, 7-di-ino, que apresenta a cadeia carbônica abaixo é:

X a) C_9H_8. b) C_7H_{13}. c) C_8H_{12}. d) C_9H_{12}. e) C_9H_{15}.

16.3 (Unijuí-RS) A respeito do composto orgânico chamado metano, podemos afirmar que: Soma: 15

X 01. é um hidrocarboneto.
X 02. é o chamado "gás dos pântanos".
X 04. é um componente fundamental do gás natural.
X 08. é o biogás, produzido por fermentação nos biodigestores.

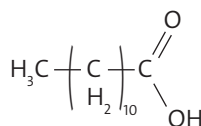
16.4 (FMU/Fiam/Faam-SP) Combustível é uma substância que produz energia a partir de uma reação controlada. Os combustíveis mais comuns formam CO_2(g) e H_2O(v) quando completamente queimados no ar. Os combustíveis fósseis são os gerados pela decomposição de animais e vegetais há milhões de anos, como o petróleo, a hulha e o gás natural. Os combustíveis artificiais podem ser produzidos a partir dos combustíveis naturais.
A tabela apresentada a seguir mostra a classificação de algumas frações típicas do petróleo em relação ao número de átomos de carbono em uma cadeia e o ponto de ebulição de cada uma delas:

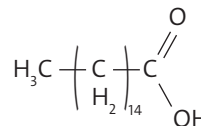
Nº de átomos de carbono	Classificação	Ponto de ebulição/°C
1–5	Gases naturais	< 40
6–10	Gasolina	40–180
11–12	Querosene	180–230
13–17	Óleo combustível leve	230–305
18–25	Óleo combustível pesado	305–405
26–38	Lubrificantes	405–515
Acima de 39	Asfaltos	> 515

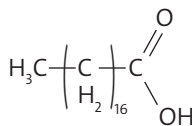
O que se pode afirmar, em relação à variação do ponto de ebulição dessas frações, com o número de átomos de carbono nas cadeias?

a) O número de carbonos das cadeias não influencia no ponto de ebulição.
b) Quanto maior o número de carbonos nas cadeias, mais leves são as frações do petróleo; portanto, o ponto de ebulição é maior.
c) O querosene não apresenta combustão completa por ter uma grande cadeia carbônica.
X d) Quanto maior o número de carbonos nas cadeias, mais pesadas são as frações do petróleo; portanto, o ponto de ebulição é maior.
e) O número de carbonos das cadeias não influencia na classificação das substâncias.

16.5 (Fatec-SP) Ácidos graxos são ácidos carboxílicos com cadeias carbônicas lineares relativamente longas. Essas cadeias podem ser saturadas (não apresentam duplas ligações entre átomos de carbono) ou insaturadas (apresentam duplas ligações entre átomos de carbono). Sabe-se que o ponto de fusão de um ácido graxo é tanto maior quanto maior sua massa molar e menor o seu grau de insaturação. Considere os seguintes ácidos graxos. Dentre estes, o ácido que apresenta o maior ponto de fusão é o:

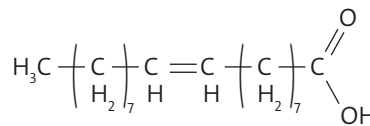
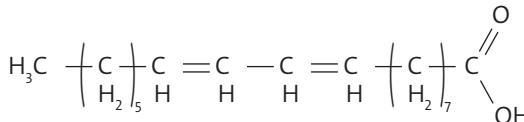
$H_3C-[CH_2]_{10}-C(=O)OH$

ácido láurico (12 carbonos)

$H_3C-[CH_2]_{14}-C(=O)OH$

ácido palmítico (16 carbonos)

$H_3C-[CH_2]_{16}-C(=O)OH$

ácido esteárico (18 carbonos)

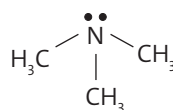
$H_3C-[CH_2]_7-CH=CH-[CH_2]_7-C(=O)OH$

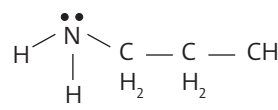
ácido oleico (18 carbonos)

$H_3C-[CH_2]_5-CH=CH-CH=CH-[CH_2]_7-C(=O)OH$

ácido linoleico (18 carbonos)

a) láurico. X c) esteárico. e) linoleico.
b) palmítico. d) oleico.

16.6 (Ufes) A trimetilamina e propilamina possuem exatamente a mesma massa molecular e, no entanto, pontos de ebulição (PEs) diferentes.

$H_3C-\ddot{N}(CH_3)-CH_3$

trimetilamina: PE = 2,9 °C

$H-\ddot{N}(H)-CH_2-CH_2-CH_3$

propilamina: PE = 49 °C

O tipo de força intermolecular que explica o PE mais elevado da propilamina é:

a) ligação covalente apolar. X d) ligação de hidrogênio.
b) ligação covalente polar. e) força de dipolo induzido.
c) ligação iônica.

16.7 Dos compostos abaixo, o menos miscível em água é:

a) H_2CO b) CH_3OH c) H_3CNH_2 d) HCOOH X e) $H_3C—CH_3$

Compreendendo o mundo

O tema central desta unidade foi “poluição de interiores”. É preocupante tudo o que temos lido e pesquisado sobre poluição.

Emitimos no ambiente substâncias que aquecem o planeta, que reagem na atmosfera formando produtos tóxicos, que destroem a camada de ozônio e nos deixam à mercê de radiações energéticas, sem contar as demais radiações que nos envolvem diariamente, para o bem e para o mal.

E dentro de casa? Estamos seguros? Tudo indica que não. Com radônio envolvendo o subsolo e se infiltrando nos cômodos pelas rachaduras, a caixa-d’água de amianto, o encanamento de PVC rígido com aditivos à base de chumbo por onde circula água tratada com cloro, os armários de fórmica, as colas, os tapetes de borracha, as tintas de todos os tipos que cobrem paredes e tetos, as madeiras tratadas com heptacloro e/ou cobertas de verniz, os brinquedos de PVC flexível espalhados pela casa exalando ftalatos, o cheiro de desinfetante no banheiro... Estamos perdidos? Estamos exagerando? É verdade? É alarmismo? Ou é apenas um exemplo perfeito de “quimiofobia”?

Veja o que diz o texto a seguir:

Os produtos químicos são postos no pelourinho por vários grupos que se opõem à indústria química e parecem disseminar impunemente suas mensagens negativas e seus alarmes, sendo apenas debilmente refutados. [...]

Por que continua possível alarmar as pessoas por causa de minúsculos traços de contaminadores na água que tomam, na comida que comem e no ar que respiram? No Ocidente, as pessoas nunca foram mais saudáveis nem viveram vidas mais longas. Estou falando aqui sobre as condições nos países desenvolvidos, em que a indústria química está estabelecida há muito tempo e a saúde pública tem sido uma preocupação há mais de um século. Se considerarmos os materiais nocivos que estavam presentes na água, nos alimentos e no ar um século atrás, só podemos concluir que hoje o ambiente é limpo e seguro e está em contínua melhora. [...]

A primeira armadilha consiste no fato de o grupo já ter um ponto de vista que acredita ser verdadeiro e querer prová-lo. Deixe-me dar um exemplo de como isso poderia ocorrer. Suponha que você acredite que o aumento dos casos de asma é causado pelo uso crescente de purificadores de ar em casa. Você começa perguntando aos que sofrem de asma se têm lançado mão desse tipo de produto. Depois faz a mesma pergunta a pessoas que não sofrem de asma. Se, após entrevistar cem pessoas em cada categoria, você constata que cinquenta das que sofrem de asma dizem ter respirado ar artificialmente perfumado, mas só 45 das que não sofrem de asma se expuseram a esse tipo de produto, você pode anunciar que há uma relação entre asma e purificadores de ar, verificando-se um preocupante aumento de 12% nos casos de asma entre as pessoas que usam esse tipo de produto. Você “provou” o que pretendia provar, que há aqui mais um caso de “química” causando doença. [...]

Escreva um press release *para anunciar esses resultados. Se você trabalhar para uma instituição respeitada, como uma universidade, é quase certo de que conseguirá chegar às manchetes, embora estas possam ser um pouco exageradas: “Relação entre purificador de ar e asma”, “O caminho perfumado para a asma” – ou algo do gênero.*

EMSLEY, John. *Vaidade, virilidade e vitalidade:* a Ciência por trás dos produtos que você adora consumir. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2006. p. 218-219.

Então, como você pode se posicionar diante das informações que recebe? Como filtrar a verdade em meio a tantas notícias manipuladas?

Você pode aprender a fazer opções, com consciência, com conhecimento, analisando custos e benefícios, procurando obter o máximo de informações possível a respeito de tudo antes de tomar uma decisão. Pode aprender a ouvir suas reais necessidades sem confundi-las com os apelos da mídia, pode questionar as informações de propagandas, as promessas de vendedores, as manchetes de jornais. Isso é um direito. Isso é cidadania.

Quando fazemos opções e assumimos nossas decisões, estamos mais preparados para enfrentar o futuro. Só não podemos permanecer alienados correndo o risco de o mundo desabar em nossa cabeça a qualquer momento, como uma chuva ácida, aliás, o tema da nossa próxima unidade.

UNIDADE

5 Chuva ácida

Como isso nos afeta?

A chuva ácida é um fenômeno em que a água da chuva — neblina ou nevoeiro — reage com alguns poluentes atmosféricos, como os óxidos de nitrogênio e os óxidos de enxofre, formando ácidos fortes que, por serem altamente corrosivos, causam grandes estragos, danificando a pintura dos carros, o concreto de edifícios e pontes (expondo a estrutura metálica, que também acaba sofrendo corrosão) e os monumentos históricos, além de prejudicar *habitat* aquáticos e florestas inteiras.

Esse assunto teve seu apogeu nas décadas de 1960 e 1970, quando foi claramente identificado e discutido. Atualmente, os olhares dos ambientalistas, principalmente no Ocidente, estão totalmente voltados para os problemas causados pelo aquecimento global, e o assunto "chuva ácida" deixou de ser prioridade. Um dos motivos dessa mudança de foco é que foram tomadas medidas antipoluição nas grandes metrópoles, como a utilização de gasolina sem enxofre, a fabricação de automóveis com catalisadores (que proporcionam uma queima de combustível mais "limpa"), a instalação de filtros para gases poluentes nas indústrias. Todas essas medidas amenizaram a gravidade do problema, embora não o tenham resolvido.

Já no Oriente, principalmente no continente asiático, onde o uso de termelétricas a carvão é intenso, a chuva ácida é considerada um dos maiores problemas ambientais a serem enfrentados.

CAPÍTULO 17

Ligação iônica

Saiu na Mídia!

Chuva ácida

"A queima de carvão, de combustíveis fósseis e os poluentes industriais lançam dióxido de enxofre e dióxido de nitrogênio na atmosfera. Esses gases combinam-se com o hidrogênio presente na atmosfera sob a forma de vapor de água, resultando em chuvas ácidas. As águas da chuva, assim como a geada, a neve e a neblina, ficam carregadas de ácido sulfúrico ou ácido nítrico. Ao caírem na superfície, alteram a composição química do solo e das águas, atingem as cadeias alimentares, destroem florestas e lavouras, atacam estruturas metálicas, monumentos e edificações.

O gás carbônico, CO_2, expelido pela nossa respiração, é consumido, em parte, pelos vegetais plâncton e fitoplâncton, e o restante permanece na atmosfera. A concentração de CO_2 no ar atmosférico tem se tornado cada vez maior por causa do grande aumento da queima de combustíveis contendo carbono na sua constituição. Tanto o gás carbônico como outros óxidos ácidos, por exemplo SO_2 e NO_x, são encontrados na atmosfera, e as suas quantidades crescentes são um fator de preocupação para os seres humanos, pois causam, entre outras coisas, as chuvas ácidas.

Ao contrário do que se imagina, mesmo nos locais mais limpos, como o Ártico, a água da chuva é levemente ácida (pH 5,6). O pH mede o teor de íons positivos de hidrogênio de uma solução. A tabela do pH vai do zero ao quatorze: quanto maior for a concentração daqueles íons, menor será o pH, logo, mais ácida a chuva. Em várias cidades do oeste da Europa e do leste dos Estados Unidos, a chuva chegou a ter pH entre 2 e 3, ou seja, entre o do vinagre e o do suco de limão.

O termo 'chuva ácida' foi usado pela primeira vez por Robert Angus Smith, químico e climatologista inglês. Ele usou a expressão para descrever a precipitação ácida que ocorreu sobre a cidade de Manchester no início da Revolução Industrial. Com o desenvolvimento e o avanço industrial, os problemas inerentes às chuvas ácidas têm se tornado cada vez mais sérios. Um dos problemas das chuvas ácidas é o fato de estas poderem ser transportadas por grandes distâncias, podendo cair em locais onde não há queima de combustíveis.

A poluição que sai das chaminés é levada pelo vento, sendo que uma parte dela pode permanecer no ar durante semanas, antes de se depositar no solo. Nesse período, pode ter viajado muitos quilômetros. Quanto mais a poluição permanece na atmosfera, mais a sua composição química se altera, transformando-se num complicado coquetel de poluentes que prejudica o meio ambiente."

Disponível em: <http://ambientes.ambientebrasil.com.br/urbano/artigos_urbano/chuva_acida.html>. Acesso em: 16 set. 2012.

SelectStock/Getty Images

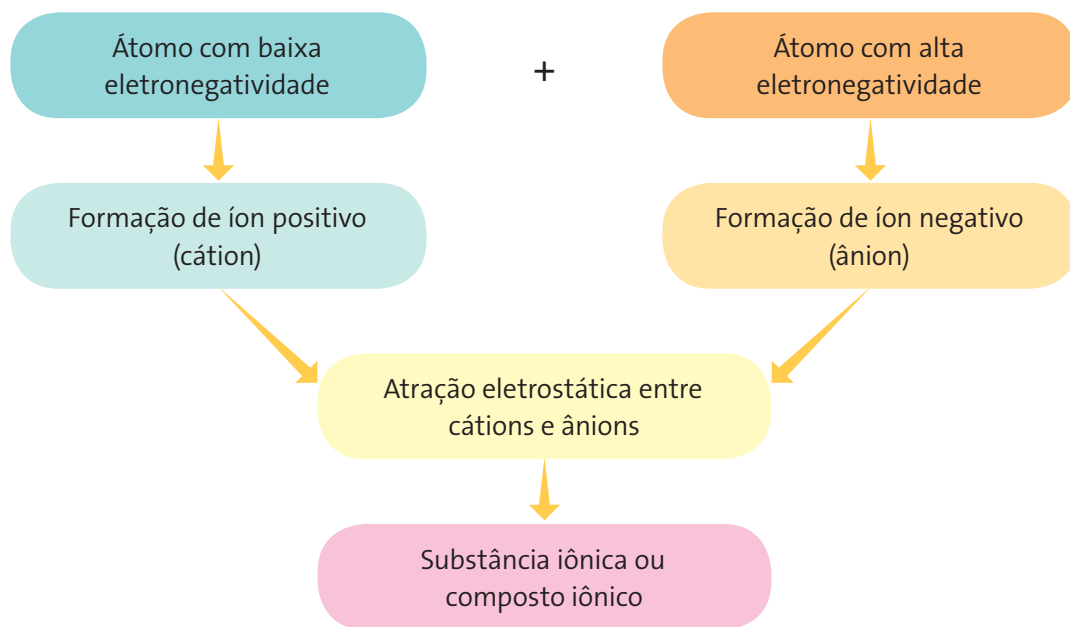
O pH da água da chuva em cidades do oeste da Europa e do leste dos Estados Unidos chegou a valores tão baixos quanto o do vinagre e o do suco de limão.

Você sabe explicar?

▶ O que é exatamente tabela de pH? Como ela funciona?

Quando a diferença de eletronegatividade entre dois átomos de elementos químicos distintos é maior do que 1,6, a ligação entre eles é predominantemente iônica, ou seja, obtida pela formação de íons positivos e negativos que permanecem juntos por atração eletrostática.

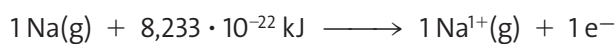
A ligação iônica é sempre uma ligação polar, e a intensidade do dipolo formado entre os átomos aumenta com o aumento da diferença de eletronegatividade entre eles.

Esquema da ligação iônica:

1 Formação da ligação iônica

Os metais são elementos que possuem baixa eletronegatividade (ou alta eletropositividade) e, consequentemente, tendência a formar cátions.

É importante observar, porém, que a tendência de um átomo metálico isolado é permanecer como está, pois para retirarmos 1 elétron de seu nível mais externo, precisamos fornecer uma energia denominada primeira energia de ionização (veja página 213).

Exemplo:

$$1\,Na(g) + 8{,}233 \cdot 10^{-22}\,kJ \longrightarrow 1\,Na^{1+}(g) + 1\,e^-$$

Se um átomo isolado de sódio absorve $8{,}233 \cdot 10^{-22}$ kJ de energia para se transformar no cátion sódio, $Na^{1+}(g)$, isso significa que ele passa para um estado de maior instabilidade. Logo, **a tendência de os metais formarem cátions só se manifesta na presença de átomos que tenham tendência a formar ânions**, isto é, de receber elétrons, o que leva à formação de íons de cargas opostas que se atraem mutuamente.

Os ametais, ao contrário, são elementos que possuem como característica principal a alta eletronegatividade e a consequente tendência a formar ânions. Essa tendência se verifica inclusive para o átomo isolado.

$\neq$ E– = diferença de eletronegatividade entre os átomos que estabelecem a ligação % Ci = porcentagem de caráter iônico

Porcentagem de caráter iônico

$\neq$ E–	% Ci
0,5	6
0,6	9
0,7	12
0,8	15
0,9	19
1,0	22
1,1	26
1,2	30
1,3	34
1,4	39
1,5	43
1,6	47
$\neq$ E–	**% Ci**
1,7	51
1,8	55
1,9	59
2,0	63
2,1	67
2,2	70
2,3	74
2,4	76
2,5	79
2,6	82
2,7	84
2,8	86

predominantemente covalente (0,5 a 1,6)

predominantemente iônico (1,7 a 2,8)

Fonte: ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química – questionando a vida moderna*. São Paulo: Bookman, 2006.

Exemplo:

$$1\ C\ell(g) + 1\ e^- \longrightarrow 1\ C\ell^{1-}(g) + 5{,}797 \cdot 10^{-22}\ kJ$$

Se um átomo isolado de cloro, $C\ell(g)$, libera $5{,}797 \cdot 10^{-22}$ kJ de energia (ou 349 kJ/mol de átomos) para se transformar no ânion cloreto, $C\ell^{1-}(g)$, isso significa que ele passa para um estado de maior estabilidade, portanto, a tendência de os ametais formarem ânions revela-se em qualquer situação.

As substâncias constituídas por átomos de metais e ametais, como o cloreto de sódio, $NaC\ell(s)$, por exemplo, são denominadas **substâncias iônicas** ou **compostos iônicos** porque, quando a substância simples sódio metálico, Na(s), entra em contato com moléculas de gás cloro, $C\ell_2(g)$, ocorre uma violenta reação química que provoca a formação de cátions Na^{1+} e ânions $C\ell^{1-}$ que permanecem fortemente ligados uns aos outros por **força de atração elétrica entre cargas opostas**, formando o composto representado pela fórmula unitária $NaC\ell(s)$.

$$2\ Na(s) + 1\ C\ell_2(g) \longrightarrow 2\ NaC\ell(s) + 642{,}4\ kJ/mol\ de\ NaC\ell(s)$$

O fato de a reação de formação do cloreto de sódio, $NaC\ell(s)$, ocorrer com grande liberação de energia indica que esse composto é muito mais estável do que eram as substâncias simples sódio metálico, Na(s), e gás cloro, $C\ell_2(g)$.

E como podemos saber se a ligação estabelecida entre dois átomos de elementos químicos diferentes será covalente ou iônica?

Uma forma é calcular a diferença de eletronegatividade entre os átomos desses elementos e a partir desse cálculo verificar qual a porcentagem de caráter iônico da ligação conforme mostra a tabela ao lado.

Acompanhe os exemplos abaixo, dados os valores da eletronegatividade dos elementos ($\neq$ E– = valor maior – valor menor):

Elemento	Na	Mg	Aℓ	Pb	F	O	Cℓ	P
Eletronegatividade	1,0	1,2	1,5	1,7	4,0	3,5	3,0	2,1

Diferença de eletronegatividade ($\neq$ E–) dos átomos nos compostos:

$NaC\ell$: 3,0 – 1,0 = 2,0 (%Ci = 63%; predominantemente iônico)
$MgC\ell_2$: 3,0 – 1,2 = 1,8 (%Ci = 55%; predominantemente iônico)
$A\ell F_3$: 4,0 – 1,5 = 2,5 (%Ci = 79%; predominantemente iônico)
$PA\ell_3$: 2,1 – 1,5 = 0,6 (%Ci = 19%; predominantemente covalente)
PbO_2: 3,5 – 1,7 = 1,8 (%Ci = 55%; predominantemente iônico)

E por que alguns elementos têm tendência a formar cátions monovalentes enquanto outros formam cátions bivalentes, trivalentes ou tetravalentes? Uma explicação experimental para esse fenômeno está na energia de ionização necessária para retirar um, dois, três ou quatro elétrons do átomo neutro e isolado. Observe a tabela a seguir.

Energias de ionização em kJ/mol						
Cátion formado	**Elemento**	**1ª Ei**	**2ª Ei**	**3ª Ei**	**4ª Ei**	**5ª Ei**
Monovalente	$_{3}Li$	520,2	7 297,9	11 814,6	-----	-----
Monovalente	$_{11}Na$	495,8	4 562,4	6 912	9 543	13 352
Monovalente	$_{19}K$	418,8	3 051,3	4 411	5 877	7 975
Bivalente	$_{12}Mg$	737,7	1 450,6	7 732,6	10 540	13 629
Bivalente	$_{20}Ca$	589,8	1 145,4	4 911,8	6 474	8 144
Bivalente	$_{38}Sr$	549,5	1 064,5	4 120	5 500	6 910
Trivalente	$_{13}A\ell$	577,6	1 816,6	2 744,7	11 577	14 831
Tetravalente	$_{82}Pb$	715,5	1 450,4	3 081,4	4 083	6 640

A tabela mostra que o sódio forma cátion monovalente porque sua segunda energia de ionização é muito maior do que a primeira. Já o magnésio forma cátion bivalente porque sua terceira energia de ionização é muito maior do que as duas primeiras, e assim por diante.

Também é possível utilizar o **modelo da regra do octeto** para prever como se estabelece uma ligação iônica. Lembre-se, porém, de que essa regra só se aplica a alguns elementos representativos.

A tabela a seguir traz um resumo sobre como ocorrem as ligações iônicas entre os elementos representativos mais comuns (E), que normalmente (mas nem sempre) seguem a regra do octeto.

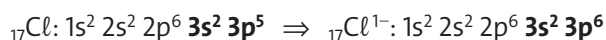
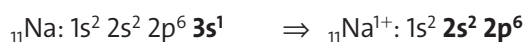
Família	1	2	13	14	15	16	17
Principais elementos	Li, Na, K	Mg, Ca, Sr	Aℓ	Sn, Pb	N, P	O, S	F, Cℓ, Br, I
Elétrons de valência	1 e– E•	2 e– •E•	3 e– •E:	4 e– •E• (4 •)	5 e– •E• (5 •)	6 e– :E: (6 •)	7 e– :E: (7 •)
Íon que tende a formar	E^{1+}	E^{2+}	E^{3+}	E^{4+}	E^{3-}	E^{2-}	E^{1-}

Observação: na tabela acima os elementos são representados genericamente pelo símbolo E. As "bolinhas" ao redor de E representam os elétrons de valência. O uso da cor azul é um recurso didático, pois elétrons não têm cor.

Acompanhe o raciocínio seguindo **o modelo da regra do octeto** para a formação do cloreto de sódio, NaCℓ. Não se esqueça, porém, de que não existem átomos livres dos elementos sódio e cloro na natureza. Assim, a formação do cloreto de sódio **ocorre pela reação entre as substâncias sódio metálico, Na(s), e gás cloro, $C\ell_2$(g)**.

Dadas as configurações eletrônicas do $_{11}Na$ e do $_{17}C\ell$:

$_{11}Na$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^1}$ $\Rightarrow$ $_{11}Na^{1+}$: $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^6}$

$_{17}C\ell$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^5}$ $\Rightarrow$ $_{17}C\ell^{1-}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^6}$

- O átomo de **sódio**, $_{11}Na$, possui 1 elétron no último nível de energia (3º nível). Formando o cátion Na^{1+}, seu último nível passa a ser o anterior (2º nível), que já está completo, ou seja, o cátion sódio, $_{11}Na^{1+}$, possui a mesma configuração eletrônica do gás nobre neônio, $_{10}Ne$.

- O átomo de **cloro**, $_{17}C\ell$, possui 7 elétrons no último nível de energia (3º nível). Formando o ânion $C\ell^{1-}$, seu último nível fica completo, ou seja, o ânion cloreto possui a mesma configuração eletrônica do gás nobre argônio, $_{18}Ar$.

Logo, a fórmula do composto formado pela atração eletrostática (ligação iônica) entre os íons $C\ell^{1-}$ e Na^{1+} será $NaC\ell$.

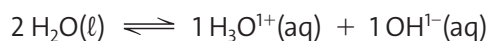
O que é exatamente tabela* de pH? Como ela funciona?

*O correto seria dizer: – O que é exatamente "escala de pH"? Mas em linguagem popular o termo "tabela de pH" aparece com mais frequência.

Como vimos no capítulo 14, a água, apesar de ser um composto covalente, pode formar íons por meio de uma reação de autoionização.

A definição de pH está relacionada à autoionização da água. Moléculas de água no estado líquido estão em constante movimento e chocam-se frequentemente. Conforme a energia desse choque, pode haver menor ou maior formação de íons H_3O^{1+} e OH^{1-}:

$$2\ H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\ H_3O^{1+}(aq) + 1\ OH^{1-}(aq)$$

CONTEÚDO DIGITAL

Com o aumento de temperatura, aumenta a energia e a frequência de choques e, portanto, a quantidade de íons em solução. Logo, os valores de pH dependem da temperatura.

Na temperatura de 25 °C, uma solução é considerada neutra quando apresenta pH = 7,0. Nessa temperatura, um pH maior do que 7,0 indica solução básica, e um pH inferior a 7,0 indica solução ácida.

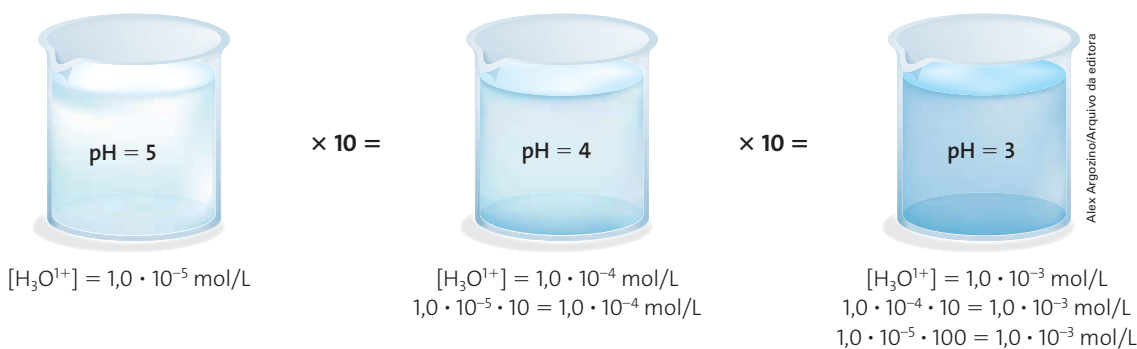
O pH mede o grau de acidez de qualquer solução pela quantidade de íons hidrônio, $H_3O^{1+}(aq)$, livres por unidade de volume que ela apresenta, o que é denominado **p**otencial **h**idrogeniônico. Quanto menor o pH de uma solução, maior a sua acidez porque a escala de pH é logarítmica, ou seja, o pH é definido como o logaritmo negativo da concentração de íons H_3O^{1+}, na base 10, o que pode ser representado pela expressão:

$$pH = -\log [H_3O^{1+}] \quad \therefore \quad [H_3O^{1+}] = 10^{-pH}$$

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

$[H_3O^{1+}] = 1{,}0 \cdot 10^{-5}$ mol/L

$[H_3O^{1+}] = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L
$1{,}0 \cdot 10^{-5} \cdot 10 = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ mol/L

$[H_3O^{1+}] = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
$1{,}0 \cdot 10^{-4} \cdot 10 = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L
$1{,}0 \cdot 10^{-5} \cdot 100 = 1{,}0 \cdot 10^{-3}$ mol/L

Analisando as expressões acima, podemos concluir que cada decréscimo de uma unidade de pH multiplica por dez vezes a concentração de íons hidrônio (e, portanto, a acidez do meio). Assim, por exemplo, se considerarmos volumes iguais de três soluções aquosas, a primeira com pH = 5, a segunda com pH = 4 e a terceira com pH = 3, vamos concluir que a terceira contém 10 vezes mais íons hidrônio que a segunda e 100 vezes mais íons hidrônio que a primeira.

2 Fórmula unitária

Um composto iônico é formado por um número muito grande e indeterminado de cátions e ânions agrupados alternadamente segundo uma forma geométrica definida – característica de cada substância iônica – que chamamos de **arranjo**. No caso do cloreto de sódio, NaCℓ(s), os íons Na^{1+} e $Cℓ^{1-}$ agrupam-se num arranjo denominado **cúbico de três eixos**, como ilustrado ao lado.

Observe que no cristal de cloreto de sódio cada íon Na^{1+} é cercado por seis íons $Cℓ^{1-}$, e vice-versa. Esse número é denominado **número de coordenação**.

Número de coordenação é o número de íons imediatamente ligados a determinado íon em um arranjo cristalino.

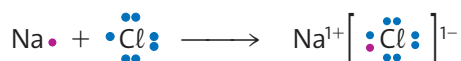
No cloreto de sódio, NaCℓ(s), especificamente, o número de coordenação dos íons Na^{1+} e $Cℓ^{1-}$ é o mesmo: 6.

Como todo composto iônico é formado por um número indeterminado e muito grande de cátions e ânions, define-se para esses compostos uma **fórmula unitária**, escrita do seguinte modo:

- O símbolo do cátion vem antes do símbolo do ânion.
- A fórmula unitária deve mostrar a **menor proporção em números inteiros** de cátions e ânions, de modo que a carga total dos cátions seja neutralizada pela carga total dos ânions (toda substância é eletricamente neutra).
- Como a substância possui carga elétrica total igual a zero, as cargas elétricas individuais de cada íon não aparecem escritas na fórmula unitária.
- O número de cátions e de ânions da fórmula é chamado de índice e deve vir escrito à direita e abaixo do símbolo. O índice 1 não precisa ser escrito.

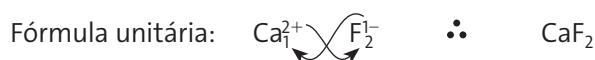
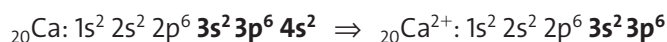
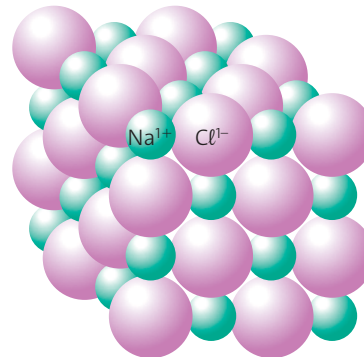
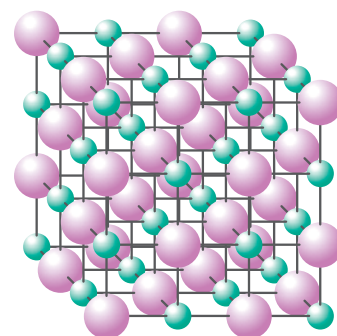
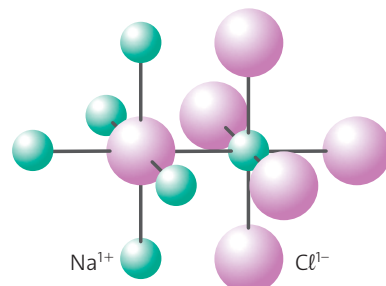
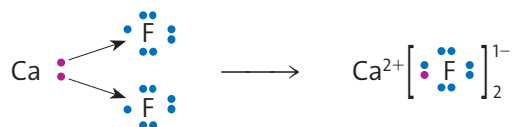
Também podemos representar a fórmula de uma substância iônica por meio da **fórmula de Lewis** ou **fórmula eletrônica**.

Na fórmula de Lewis representam-se os elétrons de valência dos íons que formam o composto. No caso do cloreto de sódio, teremos:

$$Na\cdot + \cdot\ddot{Cℓ}: \longrightarrow Na^{1+}[:\ddot{Cℓ}:]^{1-}$$

Acompanhe agora um outro exemplo, utilizando como modelo a regra do octeto, de como se estabelece a ligação iônica entre os elementos químicos cálcio, ${}_{20}Ca$, e flúor, ${}_{9}F$.

${}_{20}Ca$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^6\ 4s^2}$ $\Rightarrow$ ${}_{20}Ca^{2+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^6}$

${}_{9}F$: $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^5}$ $\Rightarrow$ ${}_{9}F^{1-}$: $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^6}$

Fórmula unitária: $Ca^{2+}_{1}\ F^{1-}_{2}$ ∴ CaF_2

Fórmula eletrônica do fluoreto de cálcio:

É importante observar que um sólido iônico **não** se mantém coeso por ligações entre pares específicos de íons: todos os cátions atraem todos os ânions, todos os cátions repelem-se uns aos outros e todos os ânions repelem-se mutuamente. Uma ligação iônica é característica do cristal como um todo, e a liberação de energia que ocorre na formação do composto iônico leva em conta todo o conjunto de cátions e ânions que forma o cristal.

O uso das cores é um recurso didático, cátions, ânions e elétrons não têm cor.

3 Propriedades dos compostos iônicos

A ligação iônica é de natureza elétrica. Os íons positivos e negativos se atraem fortemente, dando origem a compostos com as propriedades características descritas na tabela a seguir:

Propriedades dos compostos iônicos	
Estado de agregação	Em geral são sólidos a temperatura e pressão ambientes (25 °C e 1 atm) porque a força de atração elétrica mantém os cátions e os ânions firmemente ligados.
Pontos de fusão e de ebulição	Em geral são muito elevados, pois é preciso fornecer uma grande quantidade de energia para separar os íons e vencer a atração elétrica existente entre eles.
Solubilidade	Há vários outros fatores que interferem na solubilidade dos compostos além da polaridade, como a estrutura cristalina, por isso, nem todos os compostos iônicos são solúveis em água (apesar de serem polares). Existem tabelas de solubilidade que podemos consultar se necessário.
Dureza (resistência ao risco)	Em geral possuem elevada dureza, ou seja, grande resistência a serem riscados por outros materiais.
Tenacidade (resistência ao impacto)	Possuem baixa tenacidade, pois, quando sofrem pressão os íons de mesmo sinal se aproximam e se repelem, fragmentando o cristal.
Condutividade elétrica	Conduzem corrente elétrica na fase líquida ou em solução aquosa, quando os íons estão livres. Na fase sólida não conduzem corrente elétrica.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. Em relação à formação de substâncias iônicas, selecione a(s) afirmação(ões) correta(s) e forneça a soma do(s) número(s) da(s) alternativa(s) selecionada(s). Soma: 49

X 01. São necessariamente substâncias compostas.
02. Também podem ser substâncias simples.
04. A fórmula NaCℓ(s) indica uma molécula de cloreto de sódio.
08. O átomo de magnésio isolado, $_{12}Mg$(g): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$, é instável, mas o cátion magnésio isolado, $_{12}Mg^{2+}$(g): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, cuja configuração eletrônica é igual à do gás nobre neônio, $_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, é estável.
X 16. O que torna uma substância iônica estável é a formação do retículo cristalino que ocorre com liberação de energia pela atração elétrica entre íons de cargas opostas.
X 32. As substâncias iônicas são formadas por uma quantidade imensa e indeterminada de cátions e ânions que se agrupam segundo um arranjo geométrico definido e são representadas por uma fórmula unitária que é a menor proporção de cátions e ânions cujas cargas se anulam (a soma das cargas é igual a zero).

2. (UFV-MG) Os compostos formados pelos pares Mg e Cℓ, Ca e O, Li e O e K e Br possuem fórmulas cujas proporções entre os cátions e os ânions são, respectivamente:

Dados: $_{3}Li$; $_{8}O$; $_{12}Mg$; $_{17}C\ell$; $_{19}K$; $_{20}Ca$; $_{35}Br$

a) 1 : 1 2 : 2 1 : 1 1 : 2
b) 1 : 2 1 : 2 1 : 1 1 : 1
c) 1 : 1 1 : 2 2 : 1 2 : 1
X d) 1 : 2 1 : 1 2 : 1 1 : 1
e) 2 : 2 1 : 1 2 : 1 1 : 1

3. (UFSC) Compostos iônicos possuem as propriedades: Soma: 22
01. elevado ponto de ebulição e baixo ponto de fusão;
X 02. geralmente são sólidos;
X 04. são geralmente solúveis em água; apresentam estrutura cristalina e altos pontos de fusão e de ebulição;
08. boa condutibilidade elétrica; solubilidade em água; são geralmente líquidos;
X 16. quando são solúveis, dissolvem-se em solventes polares;
32. apresentam brilho metálico;
64. em geral são solúveis em solventes apolares.

Exercícios de revisão

17.1 (UPM-SP) Se o caráter iônico entre dois ou mais átomos de elementos químicos diferentes é tanto maior quanto maior for a diferença de eletronegatividade entre eles, a alternativa que apresenta a substância que possui caráter iônico mais acentuado é: (Dados: $_1H$; $_9F$; $_{11}Na$; $_{19}K$; $_{53}I$)

a) NaI b) F_2 c) HI d) KI X e) KF

17.2 (Uerj) A nanofiltração é um processo de separação que emprega membranas poliméricas cujo diâmetro de poro está na faixa de 1 nm (1 nm = 10^{-9} m).

Considere uma solução aquosa preparada com sais solúveis de cálcio, magnésio, sódio e potássio. O processo de nanofiltração dessa solução retém os íons bivalentes, enquanto permite a passagem da água e dos íons monovalentes. (Consulte a tabela periódica.)

As espécies retidas são:

a) sódio e potássio.
b) potássio e cálcio.
c) magnésio e sódio.
X d) cálcio e magnésio.

17.3 (UFV-MG) As cinzas provenientes da queima de vegetais podem ser utilizadas na produção de sabão por serem ricas em óxidos, principalmente os óxidos de metais alcalinos e alcalinoterrosos. Na formação desses óxidos iônicos ocorre transferência aparente dos elétrons de valência do metal para o oxigênio. As fórmulas químicas dos óxidos de potássio e de cálcio são, respectivamente:

a) KO e CaO.
X b) K_2O e CaO.
c) KO_2 e CaO_2.
d) K_2O e Ca_2O.

17.4 (UPM-SP) Alimentos que contêm enxofre, como por exemplo, os ovos, ao serem colocados sobre superfícies de prata, escurecem-nas, devido à formação de uma película escura de sulfeto de prata. Sabendo que a prata é monovalente e que o enxofre é bivalente e mais eletronegativo que a prata, a fórmula dessa película escura é:

a) AgS b) AgS_3 c) Ag_3S d) AgS_2 X e) Ag_2S

17.5 (Efoa-MG) Os elementos X e Y, do mesmo período da tabela periódica, têm configurações eletrônicas $s^2\,p^4$ e s^1, respectivamente, em suas camadas de valência.

a) A que grupos da tabela periódica pertencem os elementos X e Y?
b) Qual será a fórmula empírica (fórmula unitária) e o tipo de ligação formada no composto constituído pelos elementos X e Y? Justifique sua resposta.

17.6 (UEL-PR) Da combinação química entre átomos de magnésio (Z = 12) e nitrogênio (Z = 7) pode resultar a substância de fórmula:

X a) Mg_3N_2 b) Mg_2N_3 c) MgN_3 d) MgN_2 e) MgN

17.7 (UFPA) Sejam os elementos genéricos X, com 53 elétrons, e Y, com 38 elétrons. Depois de fazermos a sua distribuição eletrônica, podemos afirmar que o composto mais provável formado pelos elementos é:

X a) YX_2 b) Y_3X_2 c) Y_2X_3 d) Y_2X e) YX

17.8 (Fatec-SP) Identifique os pares de números atômicos correspondentes a elementos que, quando se combinam, formam o composto de fórmula $A_2^{3+}B_3^{2-}$.

a) 12 – 7 b) 19 – 16 c) 15 – 17 X d) 13 – 8 e) 13 – 13

17.9 (UEL-PR) Considere as propriedades:

I. elevado ponto de fusão
II. brilho metálico
III. boa condutividade elétrica na fase sólida
IV. boa condutividade elétrica em solução aquosa (para compostos solúveis em água).

São propriedades de compostos iônicos:

a) I e II X b) I e IV c) II e III d) II e IV e) III e IV

17.10 (PUC-SP) Analise as propriedades físicas na tabela:

Amostra	PF/°C	PE/°C	Condução de corrente elétrica a 25 °C	Condução de corrente elétrica a 1000 °C
A	801	1413	isolante	condutor
B	43	182	isolante	——
C	1535	2760	condutor	condutor
D	1248	2250	isolante	isolante

Segundo os modelos de ligação química, A, B, C e D podem ser classificados, respectivamente, como,

a) composto iônico, metal, substância molecular, metal.
b) metal, composto iônico, composto iônico, substância molecular.
c) composto iônico, substância molecular, metal, metal.
d) substância molecular, composto iônico, composto iônico, metal.
X e) composto iônico, substância molecular, metal, composto iônico.

17.11 (UFMG) Um material sólido tem as seguintes características:

- não apresenta brilho metálico.
- é solúvel em água.
- não se funde quando aquecido a 500 °C.
- não conduz corrente elétrica no estado sólido.
- conduz corrente elétrica em solução aquosa.

Com base nos modelos de ligação química, pode-se concluir que, provavelmente, trata-se de um sólido

X a) iônico. b) covalente. c) molecular. d) metálico.

CAPÍTULO 18

Compostos inorgânicos

Saiu na Mídia!

Mineiros enfrentam gás tóxico para extrair enxofre de vulcão em Java

"Os tradicionais mineiros de enxofre do leste da ilha de Java trazem consigo as marcas de seu trabalho — pulmões envenenados e peles riscadas com queimaduras e cicatrizes —, sério concorrente ao título de trabalho mais perigoso do mundo.

Centenas de homens trabalham no coração do vulcão Ijen, no leste de Java. A cada dia, eles coletam pedaços amarelos de enxofre que se solidifica ao lado do lago ácido da cratera.

Após ser processado, o enxofre é usado no processo de refino de açúcar para fazer palitos de fósforo e fertilizantes e para vulcanizar borracha em fábricas na Indonésia e em outras partes do mundo. [...]

Os trabalhadores têm pouco equipamento de proteção além de um pano molhado que usam para cobrir o nariz e a boca. Luvas e máscaras de gás são um luxo inacessível para quem ganha entre US$ 10 e US$ 15 por dia.

Nos últimos 40 anos, 74 mineiros morreram no local após serem tomados pela fumaça que pode de repente surgir num turbilhão de fissuras na rocha.

As nuvens tóxicas não são vapor, mas sulfeto de hidrogênio e dióxido de enxofre em concentração tão alta que queimam os olhos e a garganta e podem até mesmo dissolver os dentes dos mineiros.

[...]

Um respiradouro próximo à base do lago na cratera do vulcão é usado para a operação de mineração. A água na cratera é tão ácida que é capaz de dissolver roupas, corroer metal e provocar problemas respiratórios.

Tubos são colocados nas fissuras da rocha para extrair o enxofre de dentro da montanha. Ele tem uma coloração vermelha quando retirado, mas fica amarelo ao esfriar e se solidificar.

[...]

'Nossas famílias se preocupam quando estamos trabalhando. Elas dizem que isso pode encurtar nossas vidas', afirma Hartomo, de 34 anos, mineiro de enxofre há 12.

'Eu faço isso para alimentar minha mulher e meu filho. Nenhum outro trabalho paga tão bem', afirma."

Disponível em: <www1.folha.uol.com.br/bbc/872951-mineiros-enfrentam-gas-toxico-para-extrair-enxofre-de-vulcao-em-java.shtml>. Acesso em: 17 set. 2012.

Eightfish/Getty Images

Mineiros extraindo enxofre em Java, na Indonésia. Foto de 2003.

Você sabe explicar?

Além dos vulcões, há outros eventos naturais que liberam gases tóxicos na atmosfera?

Uma característica dos compostos inorgânicos é que eles são iônicos ou covalentes capazes de formar íons. As tabelas de ânions e cátions fornecidas a seguir devem ser consultadas sempre que necessário.

Tabela dos principais ânions

Ânions monovalentes: 1–			
Halogênios	**Carbono**	**Enxofre**	
F^{1-} fluoreto	CN^{1-} cianeto	HS^{1-} mono-hidrogenossulfeto (bissulfeto)	
$C\ell^{1-}$ cloreto	NC^{1-} isocianeto	HSO_3^{1-} mono-hidrogenossulfito (bissulfito)	
Br^{1-} brometo	OCN^{1-} cianato	HSO_4^{1-} mono-hidrogenossulfato (bissulfato)	
I^{1-} iodeto	NOC^{1-} isocianato	**Nitrogênio**	**Metais de transição**
$C\ell O^{1-}$ hipoclorito	ONC^{1-} fulminato	NO_2^{1-} nitrito	MnO_4^{1-} permanganato
$C\ell O_2^{1-}$ clorito	HCO_3^{1-} mono-hidrogenocarbonato (bicarbonato)	NO_3^{1-} nitrato	**Outros**
$C\ell O_3^{1-}$ clorato	$HCOO^{1-}$ metanoato ou formiato	NH_2^{1-} amideto	H^{1-} hidreto
$C\ell O_4^{1-}$ perclorato	$H_3C — COO^{1-}$ etanoato ou acetato	N_3^{1-} azoteto	OH^{1-} hidróxido

Ânions bivalentes: 2–			
Oxigênio	**Enxofre**	**Metais de transição**	**Carbono**
O^{2-} óxido	S^{2-} sulfeto	CrO_4^{2-} (orto)cromato	CO_3^{2-} carbonato
O_2^{2-} peróxido	SO_3^{2-} sulfito	$Cr_2O_7^{2-}$ dicromato	$C_2O_4^{2-}$ oxalato
O_4^{2-} superóxido	SO_4^{2-} sulfato	MnO_3^{2-} manganito	C_2^{2-} acetileto (carbeto)
Nitrogênio	$S_2O_3^{2-}$ tiossulfato	MnO_4^{2-} manganato	**Outros**
$N_2O_2^{2-}$ hiponitrito	$S_2O_8^{2-}$ peroxidissulfato	ZnO_2^{2-} zincato	$B_4O_7^{2-}$ tetraborato

Ânions trivalentes: 3–	
Nitrogênio	**Metais de transição**
N^{3-} nitreto	$[Fe(CN)_6]^{3-}$ ferricianeto
Fósforo	**Outros**
PO_4^{3-} (orto)fosfato	BO_3^{3-} (orto)borato

Ânions tetravalentes: 4–	
Fósforo	**Metais de transição**
$P_2O_7^{4-}$ pirofosfato	$[Fe(CN)_6]^{4-}$ ferrocianeto
Carbono	**Outros**
C^{4-} carbeto	SiO_4^{4-} (orto)silicato

Tabela dos principais cátions

	Monovalentes: 1+	Bivalentes: 2+	Trivalentes: 3+	Tetravalentes: 4+	Pentavalentes: 5+
Possuem uma única valência	H_3O^{1+} hidrônio	Be^{2+} berílio	Al^{3+} alumínio		
	NH_4^{1+} amônio	Mg^{2+} magnésio	Bi^{3+} bismuto		
	Li^{1+} lítio	Ca^{2+} cálcio			
	Na^{1+} sódio	Sr^{2+} estrôncio			
	K^{1+} potássio	Ba^{2+} bário			
	Rb^{1+} rubídio	Ra^{2+} rádio			
	Cs^{1+} césio	Zn^{2+} zinco			
	Ag^{1+} prata	Cd^{2+} cádmio			
Possuem mais de uma valência	Cu^{1+} cobre I cuproso	Cu^{2+} cobre II cúprico			
	Hg_2^{2+} mercúrio I mercuroso	Hg^{2+} mercúrio II mercúrico			
	Au^{1+} ouro I auroso		Au^{3+} ouro III áurico		
		Cr^{2+} crômio II cromioso	Cr^{3+} crômio III crômico		
		Fe^{2+} ferro II ferroso	Fe^{3+} ferro III férrico		
		Co^{2+} cobalto II cobaltoso	Co^{3+} cobalto III cobáltico		
		Ni^{2+} níquel II niqueloso	Ni^{3+} níquel III niquélico		
		Mn^{2+} manganês II manganoso	Mn^{3+} manganês III mangânico		
		Sn^{2+} estanho II estanoso		Sn^{4+} estanho IV estânico	
		Pb^{2+} chumbo II plumboso		Pb^{4+} chumbo IV plúmbico	
		Pt^{2+} platina II platinoso		Pt^{4+} platina IV platínico	
		Ti^{2+} titânio II titanoso		Ti^{4+} titânio IV titânico	
			As^{3+} arsênio III arsenioso		As^{5+} arsênio V arsênico
			Sb^{3+} antimônio III antimonioso		Sb^{5+} antimônio V antimônico

Para efeito de estudo dividimos os compostos inorgânicos em **grupos**, de acordo com a sua **constituição**, sempre levando em consideração sua **interação com a água**, pois o comportamento químico dos compostos inorgânicos pode variar conforme a substância (ou o solvente) com a qual estiverem interagindo. Os principais grupos de compostos inorgânicos são os ácidos, as bases, os sais e os óxidos.

1 Ácidos de Arrhenius

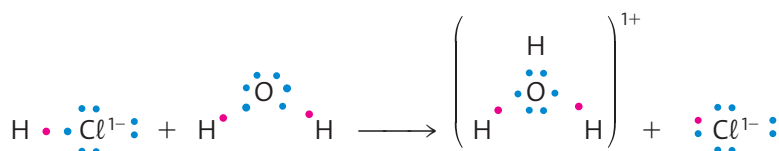
Os ácidos são eletrólitos e, portanto, formam íons em solução aquosa. A definição para ácidos atualmente, de acordo com o conceito de eletrólitos de Arrhenius, é:

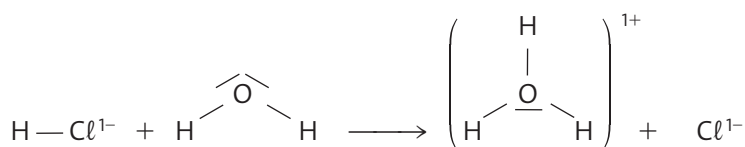
> Ácidos são compostos covalentes que reagem com a água (sofrem ionização) formando soluções que apresentam como único cátion o hidrônio, H_3O^{1+}.

A **ionização** é uma **reação química** que ocorre entre moléculas produzindo íons que não existiam anteriormente. Considere, por exemplo, a seguinte reação de ionização:

$$\underset{\text{cloreto de hidrogênio}}{HC\ell(g)} + \underset{\text{água}}{H_2O(\ell)} \longrightarrow \underbrace{\underset{\text{cátion hidrônio}}{H_3O^{1+}(aq)} + \underset{\text{ânion cloreto}}{C\ell^{1-}(aq)}}_{\text{ácido clorídrico}}$$

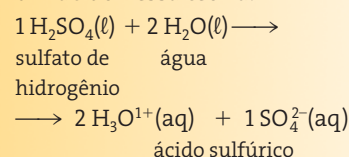
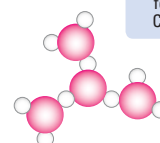
Representamos essa reação com fórmulas eletrônicas

$$H \cdot \cdot \ddot{\underset{..}{C\ell}}{}^{1-}: + H \cdot \ddot{\underset{..}{O}} \cdot H \longrightarrow \left(H : \ddot{\underset{H}{O}} : H \right)^{1+} + :\ddot{\underset{..}{C\ell}}{}^{1-}:$$

ou fórmulas estruturais:

$$H—C\ell^{1-} + H—O—H \longrightarrow \left(H—\underset{|}{O}(—H)—H \right)^{1+} + C\ell^{1-}$$

As representações acima mostram como ocorre o fenômeno da ionização. O cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e atrai o par de elétrons da ligação covalente, originando um cáráter parcial positivo (δ+) próximo ao hidrogênio e um caráter parcial negativo (δ–) próximo ao cloro na molécula. Ao entrar em contato com a água, o hidrogênio positivamente carregado da molécula de $HC\ell$ é fortemente atraído pelo oxigênio da água, H_2O (mais eletronegativo que o cloro), e uma ligação covalente se estabelece, formando o cátion hidrônio, H_3O^{1+}.

Em meio aquoso, o cátion hidrônio, H_3O^{1+}, é cercado de moléculas de água, dando origem ao cátion hidroxônio, ou seja, o cátion hidrônio hidratado: $H_3O^{1+} \cdot 3\ H_2O$ ou $H_9O_4^{1+}$ (representado ao lado).

Uma vez que a classificação dos ácidos de acordo com a teoria de eletrólitos de Arrhenius é baseada na interação com a água, uma substância como o H_2SO_4 anidro (considerando que seja possível obtê-lo dessa forma), por exemplo, não poderia ser considerada um ácido segundo essa teoria, e seu nome seria apenas sulfato de hidrogênio. O ácido sulfúrico seria o produto da reação entre o sulfato de hidrogênio e a água, que, por ionização, produziria o cátion hidrônio, H_3O^{1+}, o que caracteriza um ácido nessa teoria.

$$\underset{\text{sulfato de hidrogênio}}{1\ H_2SO_4(\ell)} + \underset{\text{água}}{2\ H_2O(\ell)} \longrightarrow \underbrace{2\ H_3O^{1+}(aq) + 1\ SO_4^{2-}(aq)}_{\text{ácido sulfúrico}}$$

Por uma questão de simplificação e de padronização, e por haver outros conceitos mais abrangentes de ácidos nos quais essas substâncias estão incluídas, é costume atribuir também ao composto molecular a conceituação e a nomenclatura de ácido, mesmo ao empregar a teoria de Arrhenius.

A ilustração está fora de escala. Cores fantasia.

Íon hidrônio hidratado: $H_3O^{1+} \cdot 3\ H_2O$. O fenômeno de hidratação que ocorre com o cátion hidrônio ocorre com qualquer íon (cátion ou ânion) em meio aquoso. De modo que o oxigênio da água (δ–) fique voltado para o cátion, e o hidrogênio (δ+) fique voltado para o ânion.

O cloro, que adquire carga negativa, transforma-se no ânion cloreto, $C\ell^{1-}$.

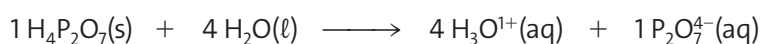
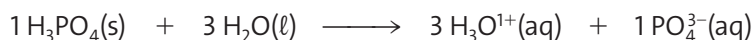
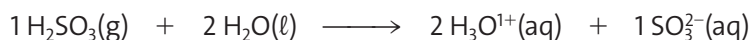
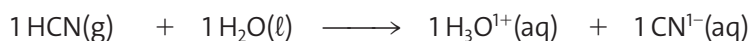
O mesmo processo de formação do íon hidrônio (ionização) ocorre para os demais ácidos colocados em contato com a água.

Observe outros exemplos de reação de ionização total:

$$1\,HCN(g) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,CN^{1-}(aq)$$

$$1\,H_2SO_3(g) + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 2\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,SO_3^{2-}(aq)$$

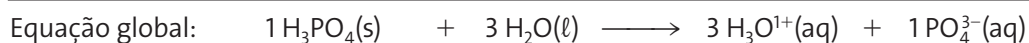
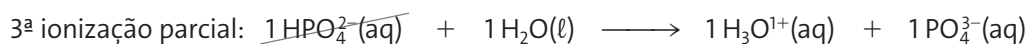
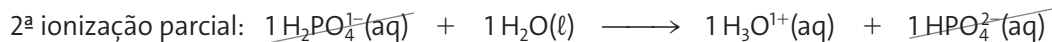
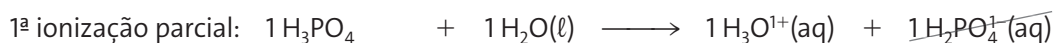
$$1\,H_3PO_4(s) + 3\,H_2O(\ell) \longrightarrow 3\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,PO_4^{3-}(aq)$$

$$1\,H_4P_2O_7(s) + 4\,H_2O(\ell) \longrightarrow 4\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,P_2O_7^{4-}(aq)$$

É importante observar que a ionização de um ácido com mais de um hidrogênio ionizável ocorre em etapas (é parcial) e, assim, é possível encontrar mais de um tipo de ânion na solução ácida. Considere, por exemplo, a ionização do ácido fosfórico:

1ª ionização parcial: $1\,H_3PO_4 + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,H_3O^{1+}(aq) + \cancel{1\,H_2PO_4^{1-}(aq)}$

2ª ionização parcial: $\cancel{1\,H_2PO_4^{1-}(aq)} + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,H_3O^{1+}(aq) + \cancel{1\,HPO_4^{2-}(aq)}$

3ª ionização parcial: $\cancel{1\,HPO_4^{2-}(aq)} + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,PO_4^{3-}(aq)$

Equação global: $1\,H_3PO_4(s) + 3\,H_2O(\ell) \longrightarrow 3\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,PO_4^{3-}(aq)$

Logo, numa solução de ácido fosfórico, conforme as condições do meio (temperatura, pressão, concentração), podemos encontrar não apenas ânions fosfato, PO_4^{3-} (aq), mas também ânions fosfato diácido, $H_2PO_4^{1-}$(aq) e fosfato monoácido, HPO_4^{2-}(aq).

O nome dos ácidos inorgânicos é fornecido pelo esquema:

ácido + nome do ânion com terminação trocada

Em relação à nomenclatura dos ácidos, lembre-se de que os elementos que pertencem a uma mesma família da tabela periódica possuem propriedades químicas semelhantes, portanto geralmente formam compostos com fórmulas e nomes análogos. Assim, por exemplo, o bromo e o iodo, da família dos halogênios, formam ácidos análogos aos formados pelo cloro, como:
- HBr, ácido bromídrico;
- HBrO, ácido hipobromoso;
- HIO_2, ácido iodoso;
- HIO_3, ácido iódico.
- HIO_4, ácido periódico.

Isso também ocorre com as demais famílias da tabela periódica.

A tabela a seguir traz exemplos de nomenclatura de ácidos formados pelo elemento cloro, com a terminação do nome do ânion e a terminação do nome do cátion. Essa tabela – da mesma forma que as tabelas de ânions e cátions – pode ser consultada sempre que necessário, inclusive durante a resolução de exercícios.

Ácido (fórmula molecular)	Ânion formado em meio aquoso (fórmula e nome)	Nome do ácido
$HC\ell$(aq)	$C\ell^{1-}$(aq): clor**eto**	Ácido clor**ídrico**
$HC\ell O$(aq)	$C\ell O^{1-}$(aq): **hipo**clor**ito**	Ácido **hipo**clor**oso**
$HC\ell O_2$(aq)	$C\ell O_2^{1-}$(aq): clor**ito**	Ácido clor**oso**
$HC\ell O_3$(aq)	$C\ell O_3^{1-}$(aq): (**orto**)clor**ato**	Ácido (**orto**)clór**ico**
$HC\ell O_4$(aq)	$C\ell O_4^{1-}$(aq): **per**clor**ato**	Ácido **per**clór**ico**

De onde vem... para onde vai?

Ácido sulfúrico

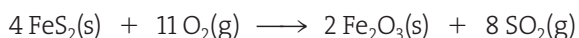
O processo industrial

O consumo *per capita* do ácido sulfúrico, H_2SO_4(aq), constitui um índice do desenvolvimento técnico de um país, o que mostra a enorme importância desse produto na indústria de base.

A fabricação industrial de ácido sulfúrico envolve três etapas:

- Obtenção de dióxido de enxofre, SO_2(g).
- Conversão do dióxido de enxofre, SO_2(g), em trióxido de enxofre, SO_3(g), que ocorre na presença de um catalisador, ou seja, uma substância capaz de aumentar a velocidade da reação sem participar do produto final.
- Reação do trióxido de enxofre, SO_3(g), com a água, $H_2O(\ell)$, produzindo o H_2SO_4(aq) com concentração de até 98%.

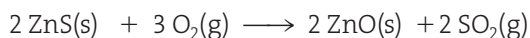
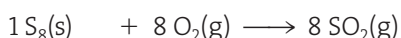
A obtenção do dióxido de enxofre, SO_2(g), é feita principalmente a partir da ustulação (queima de sulfetos em fornos especiais com passagem de ar quente) da pirita, FeS_2(s), pulverizada ou granulada, que é misturada com água numa proporção de 80% de água e 20% de pirita. Em seguida a suspensão obtida é enviada para fornos especiais (chamados fornos de leito fluidizado) para ser ustulada segundo a reação:

$$4\,FeS_2(s) + 11\,O_2(g) \longrightarrow 2\,Fe_2O_3(s) + 8\,SO_2(g)$$

No final do processo obtém-se o SO_2(g) com um rendimento de aproximadamente 14%.

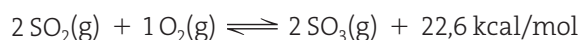
Outras matérias-primas também são utilizadas — em menor escala — na obtenção do dióxido de enxofre, SO_2(g), como o enxofre natural, S_8(s), encontrado em depósitos subterrâneos, o sulfeto de zinco, ZnS(s), e o sulfato de cálcio, $CaSO_4$(s), conforme mostram as reações a seguir.

$$1\,S_8(s) + 8\,O_2(g) \longrightarrow 8\,SO_2(g)$$

$$2\,ZnS(s) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,ZnO(s) + 2\,SO_2(g)$$

$$CaSO_4(s) + C(s) \longrightarrow CaO(s) + CO(g) + SO_2(g)$$

Também é possível obter enxofre pela oxidação do gás sufídrico, H_2S(g), existente nos efluentes gasosos de diversas instalações industriais, como refinarias de petróleo e de gás natural. O enxofre produzido pelo processamento de gás natural ou de refinarias de petróleo tem contribuído, nos últimos anos, com grande parte da oferta mundial dessa matéria-prima.

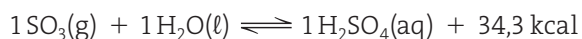
O SO_2(g) obtido é enviado então para a segunda etapa do processo para ser convertido em SO_3(g), segundo a reação (reversível) abaixo:

$$2\,SO_2(g) + 1\,O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g) + 22{,}6\text{ kcal/mol}$$

À temperatura de 450 °C, cerca de 97% do SO_2(g) é lentamente convertido em SO_3(g), porém, se a temperatura sobe para mais de 500 °C, ocorre a dissociação do SO_3(g) em O_2(g) e SO_2(g). Para operar entre essas duas temperaturas muito próximas, torna-se necessário o uso de um catalisador que acelere a reação.

O catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação, mas que ao final é recuperado integralmente.

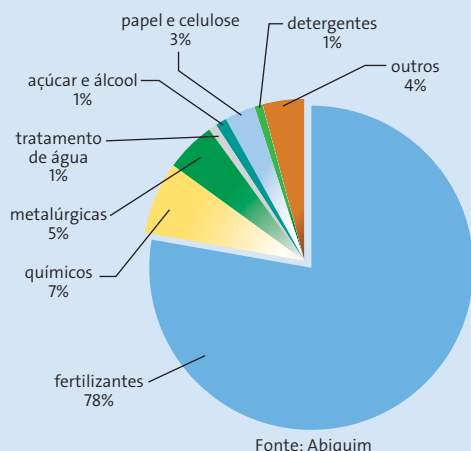
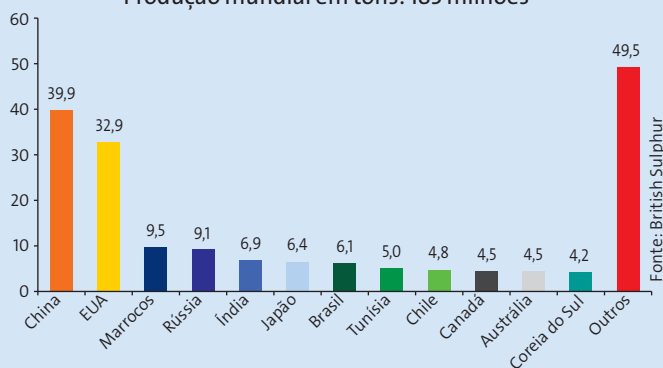
Os catalisadores utilizados são sólidos finamente pulverizados, como platina metálica, Pt(s), ou o pentóxido de divanádio, V_2O_5(s).

Em seguida, ocorre a absorção do SO_3(g) em água, com formação de H_2SO_4(aq):

$$1\,SO_3(g) + 1\,H_2O(\ell) \rightleftharpoons 1\,H_2SO_4(aq) + 34{,}3\text{ kcal}$$

Para produzir o ácido sulfúrico concentrado (também denominado *oleum* ou ácido sulfúrico fumegante), H_2SO_4(aq) + SO_3(aq), o trióxido de enxofre, SO_3(g), obtido na torre de síntese é enviado para a torre de absorção, onde é dissolvido em H_2SO_4(aq) a até 98%.

O ácido sulfúrico é usado na fabricação de fertilizantes, filmes, fibras de raiom, medicamentos, corantes, tintas, explosivos, baterias de automóvel (acumuladores), refinação de petróleo, decapante de ferro e aço, e ocupa o primeiro posto na produção de substâncias químicas dos Estados Unidos, cuja demanda ultrapassa 40 000 toneladas por ano.

Trabalho em equipe

Os alunos podem ser divididos em grupos. O trabalho consiste em analisar os gráficos fornecidos a seguir e redigir um texto em conjunto, explicando por que se diz que o consumo *per capita* do ácido sulfúrico, H_2SO_4(aq), constitui um índice do desenvolvimento técnico de um país.

Fonte dos gráficos disponível em: <www.h2so4.com.br/h2so4/download/arquivos/4%BAcongressodeacidosulfurico/nelsonreis-copebras.pdf>. Acesso em: 18 fev. 2013.

Cotidiano do Químico

Diluição de ácido forte na água

No laboratório de química trabalhamos em pequena escala. Os equipamentos são projetados, e os experimentos programados para se utilizar o mínimo de reagentes para obter a informação desejada, gerando uma quantidade mínima de resíduos e reduzindo ao máximo os riscos às pessoas que estão no laboratório e ao meio ambiente.

A indústria fornece o ácido sulfúrico, por exemplo, a 98% em massa e dificilmente algum experimento de laboratório utiliza o ácido nessa concentração. Assim, o químico que trabalha no laboratório deve diluir o ácido para obtê-lo na concentração desejada para seus experimentos.

Diluir significa aumentar a quantidade de solvente (no caso, a água) em relação à quantidade de soluto (no caso, o ácido) de modo a obter uma solução menos concentrada. Ocorre que nesse caso o solvente (água) reage violentamente com o soluto (ácido sulfúrico) – reação de ionização – liberando uma grande quantidade de calor capaz de causar queimaduras sérias em quem estiver por perto. E como o químico faz para diluir o ácido concentrado na água sem se ferir?

Sempre que é necessária a manipulação de reagentes concentrados, principalmente os que liberam vapores tóxicos, como é o caso do ácido sulfúrico fumegante, $H_2SO_4(aq) + SO_3(aq)$, o químico imprescindivelmente trabalha na capela.

A capela possui um sistema de exaustores que absorvem os vapores e os gases tóxicos, impedindo que eles se propaguem pelo laboratório e contaminem o ambiente.

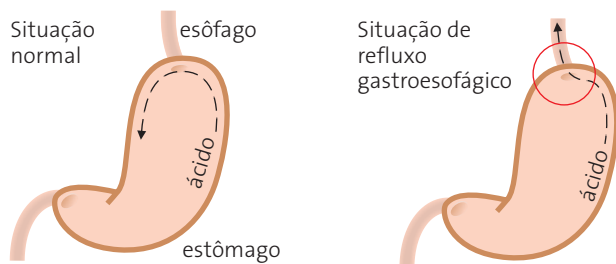
Além disso, a fim de evitar a projeção do ácido para fora do recipiente, em razão da reação extremamente exotérmica, o que causa graves acidentes, o químico faz a diluição despejando lenta e cuidadosamente o ácido na água e nunca o contrário.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (Esal-MG) Uma solução aquosa de H_3PO_4 é ácida devido à presença de:

a) água.
b) hidrogênio.
c) fósforo.
X d) hidrônio.
e) fosfato.

2. (UPM-SP) Certo informe publicitário alerta para o fato de que, se o indivíduo tem azia ou pirose com grande frequência, deve procurar um médico, pois pode estar ocorrendo refluxo gastroesofágico (veja a figura abaixo), isto é, o retorno do conteúdo ácido do estômago. A fórmula e o nome do ácido que, nesses casos, provoca a queimação no estômago, a rouquidão e mesmo dor torácica são:

a) $HC\ell$ e ácido clórico.
b) $HC\ell O_2$ e ácido cloroso.
c) $HC\ell O_3$ e ácido clorídrico.
d) $HC\ell O$ e ácido clórico.
X e) $HC\ell$ e ácido clorídrico.

3. (UFPB) Os ácidos são substâncias químicas sempre presentes no cotidiano do homem. Por exemplo, durante a amamentação, era comum usar-se água boricada (solução aquosa de *ácido bórico*) para fazer a assepsia do seio da mãe; para limpezas mais fortes da casa, emprega-se ácido muriático (solução aquosa de *ácido clorídrico*); nos refrigerantes, encontra-se o *ácido carbônico*; e, no ovo podre, o mau cheiro é devido à presença do *ácido sulfídrico*. Esses ácidos podem ser representados, respectivamente, pelas seguintes fórmulas moleculares:

a) H_3BO_3, $HC\ell$, H_2CO_2 e H_2SO_4
b) H_2BO_3, $HC\ell$, H_2CO_3 e H_2S
c) H_3BO_3, $HC\ell O_3$, H_2SO_3 e H_2CO_2
d) H_2BO_3, $HC\ell O_4$, H_2S e H_2CO_3
X e) H_3BO_3, $HC\ell$, H_2CO_3 e H_2S

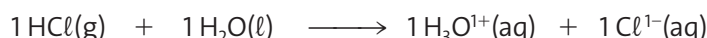
4. Os experimentos do químico alemão Angelus Sala, nascido em 1582, levaram-no a constatar, no limiar do século XVII, que a queima do enxofre, com excesso de ar, em recipiente úmido, gerava o ácido sulfúrico, que passou então a ser chamado de óleo de enxofre.

a) Forneça as equações das reações que levam à obtenção do ácido sulfúrico a partir da queima do enxofre na indústria.
b) Explique por que essas reações têm pouca chance de ocorrer espontaneamente na atmosfera.

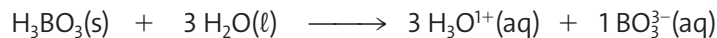
Força dos ácidos

Para compreender os critérios que devem ser levados em conta para avaliar a força de um ácido, considere, por exemplo, as informações a seguir sobre os ácidos clorídrico e bórico:

- Ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$: possui 1 hidrogênio ionizável.

$$1\,HC\ell(g) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,C\ell^{1-}(aq)$$

Propriedades: O $HC\ell(g)$ é um gás incolor ou levemente amarelado, tóxico, obtido como subproduto da cloração do benzeno ou de outros hidrocarbonetos. **Forma com a água um ácido forte** e corrosivo.

- Ácido bórico, $H_3BO_3(aq)$: possui três hidrogênios ionizáveis.

$$H_3BO_3(s) + 3\,H_2O(\ell) \longrightarrow 3\,H_3O^{1+}(aq) + 1\,BO_3^{3-}(aq)$$

Propriedades: O $H_3BO_3(s)$ é um sólido encontrado na forma de cristais incolores ou sob a forma de pó branco. É venenoso se ingerido ou inalado em grande quantidade, embora não seja considerado muito mais perigoso que o cloreto de sódio (sal de cozinha). **Forma com a água um ácido fraco**, de ação antisséptica que compõe vários colírios comerciais.

Pelas informações acima, podemos concluir facilmente que a força de um ácido não é medida pelo **número de hidrogênios potencialmente ionizáveis** (o $HC\ell$ é forte e possui um hidrogênio ionizável, e o H_3BO_3 é fraco e possui três hidrogênios ionizáveis).

O **ácido clorídrico** é usado, entre outras finalidades, na limpeza e decapagem de metais, na redução do ouro, na acidificação em poços de petróleo e em limpeza geral.

O **ácido bórico** é usado, entre outras finalidades, como inseticida relativamente não tóxico para matar baratas, formigas e pulgas (sob a forma de um pó misturado com açúcar). Já foi muito utilizado em pomadas e talcos para bebês (veja nota na página seguinte), mas desde 2001 esse uso foi proibido pela Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa). Também é usado como retardante de chamas e na composição de adubos.

"A Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa) do Ministério da Saúde determinou no dia 30 de abril de 2001, segunda-feira, por meio da Resolução – RE n. 552, a proibição da presença do princípio ativo ácido bórico na composição de talcos, pomadas e cremes usados contra assaduras e brotoejas em crianças. Os produtos fabricados a partir do dia 30 não poderão mais conter a substância.
A medida tem caráter preventivo porque, apesar de ocorrer raramente, foi constatado em estudos científicos que a utilização tópica de ácido bórico em altas concentrações pode provocar intoxicação no organismo, alterações gastrointestinais, hipotermia (queda da temperatura corporal), erupções cutâneas, insuficiência renal e até levar à morte.
[...] O ácido bórico, um princípio ativo indicado como antisséptico por ter a função de impedir o crescimento de bactérias e fungos, pode ser substituído por iodo povidona, tintura de iodo ou álcool iodado. As empresas que não se manifestarem em 60 dias terão seus registros cancelados. O fabricante que não cumprir a determinação estará sujeito às penalidades da Lei n. 6 437/77, que prevê multas que variam de R$ 2 mil a R$ 200 mil."

ANVISA. Disponível em: <www.anvisa.gov.br/DIVULGA/NOTICIAS/020501.htm>. Acesso em: 18 fev. 2013.

O que, então, podemos utilizar como parâmetro para medir a força de um ácido? A resposta é a **porcentagem de hidrogênios que efetivamente sofrem ionização**. Essa ionização efetiva é fornecida pelo grau de ionização α, calculado pela relação:

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas que se ionizaram}}{\text{número de moléculas inicialmente dissolvidas}}$$

O grau de ionização α é sempre um número compreendido entre zero e 1 ou, se for expresso em porcentagem, entre 0% e 100%.

$$0 < \alpha < 1 \text{ ou em porcentagem } 0\% < \alpha\% < 100\%$$

Com base no valor do grau de ionização α, os ácidos são classificados da seguinte maneira:

- **Ácido forte**: possui α% maior do que 50%.

  Exemplos: a 18 °C (solução diluída)

  ácido clorídrico — $HC\ell(aq)$ — $\alpha\% = 92{,}5\%$
  ácido nítrico — $HNO_3(aq)$ — $\alpha\% = 92\%$
  ácido sulfúrico — $H_2SO_4(aq)$ — $\alpha\% = 61\%$

- **Ácido semiforte**: possui α% entre 5% e 50%.

  Exemplos: a 18 °C (solução diluída)

  ácido sulfuroso — $H_2SO_3(aq)$ — $\alpha\% = 30\%$
  ácido fosfórico — $H_3PO_4(aq)$ — $\alpha\% = 27\%$
  ácido fluorídrico — $HF(aq)$ — $\alpha\% = 8{,}5\%$

- **Ácido fraco**: possui α% menor que 5%.

  Exemplos: a 18 °C (solução diluída)

  ácido sulfídrico — $H_2S(aq)$ — $\alpha\% = 0{,}076\%$
  ácido bórico — $H_3BO_3(aq)$ — $\alpha\% = 0{,}075\%$
  ácido cianídrico — $HCN(aq)$ — $\alpha\% = 0{,}008\%$

Os valores de α (grau de ionização) são obtidos experimentalmente e tabelados (não precisamos memorizá-los). Mas é interessante observar alguns exemplos de como é feito o cálculo experimental de α.

Acompanhe as situações experimentais descritas a seguir (verificadas a 25 °C e 1 atm) e o raciocínio utilizado para resolvê-las.

1. A cada 12,80 g de iodeto de hidrogênio, HI (128 g/mol), adicionado na água, verifica-se que 12,16 g reagem sofrendo ionização e formando o ácido iodídrico, $H_3O^{1+}(aq) + I^{1-}(aq)$; a massa restante permanece na forma molecular.

Cálculo do grau de ionização:

$$\alpha = \frac{12{,}16}{12{,}80} \Rightarrow \alpha = 0{,}95 \text{ ou } \alpha\% = 95\%$$

O ácido iodídrico é um ácido forte ($\alpha\% > 50\%$).

2. A cada 6,115 L de sulfeto de hidrogênio gasoso, H_2S, borbulhado na água, verifica-se que $4{,}647 \cdot 10^{-3}$ L reagem sofrendo ionização e formando o ácido sulfídrico, $2\ H_3O^{1+}(aq) + S^{2-}(aq)$; todo o volume restante continua na forma molecular.

Dado: volume molar = 22,46 L/mol (25 °C e 1 atm)

Cálculo do grau de ionização:

$$\alpha = \frac{4{,}647 \cdot 10^{-3}}{6{,}115} \Rightarrow \alpha \simeq 0{,}00076 \text{ ou } \alpha\% \simeq 0{,}076\%$$

O ácido sulfídrico é um ácido fraco ($\alpha\% < 5\%$).

3. A cada $3{,}01 \cdot 10^{23}$ moléculas de fluoreto de hidrogênio, HF, adicionadas na água, verifica-se que aproximadamente $2{,}56 \cdot 10^{22}$ reagem sofrendo ionização e formando o ácido fluorídrico, $H_3O^{1+}(aq) + F^{1-}(aq)$; as demais permanecem na forma inicial.

Cálculo do grau de ionização:

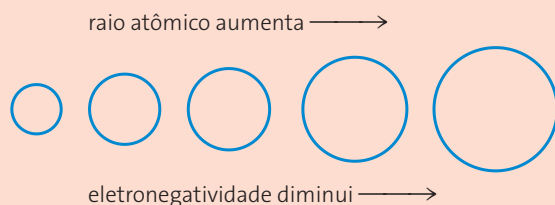
$$\alpha = \frac{2{,}56 \cdot 10^{22}}{3{,}01 \cdot 10^{23}} \Rightarrow \alpha = 0{,}085 \text{ ou } \alpha\% = 8{,}5\%$$

O ácido fluorídrico é semiforte ($5\% < \alpha\% < 50\%$).

CURIOSIDADE

Raio atômico, eletronegatividade e força ácida

No caso dos **hidrácidos** (ácidos que não contêm oxigênio na fórmula do composto anidro), como $HC\ell$, HBr, HI, H_2S, HCN, etc., comparando elementos da mesma família da tabela periódica, observamos que, quanto **maior o raio atômico do átomo** ligado ao hidrogênio e, portanto, **menor a eletronegatividade** do átomo, **maior será a força do ácido**.

Isso ocorre porque, à medida que o raio atômico aumenta, a eletronegatividade do átomo diminui, portanto diminui a intensidade do dipolo formado na molécula do hidrácido.

Estando pouco atraído pelo elemento que forma o hidrácido, o hidrogênio é mais facilmente "arrancado" pelo oxigênio da água, e o grau de ionização do hidrácido é maior. Assim, temos:

Ácidos fortes: HI(aq), HBr(aq) e $HC\ell(aq)$ (ordem decrescente);

Ácido semiforte: HF(aq);

Ácidos fracos: todos os demais.

No caso dos **oxiácidos** (ácidos que contêm oxigênio na fórmula do composto anidro), por exemplo, $HC\ell O$, $HC\ell O_2$, $HC\ell O_3$, $HC\ell O_4$, a força do ácido aumenta conforme o **grau de oxigenação**, ou seja, conforme o número de oxigênios que estabelecem ligação covalente com o átomo central (oxigênios que não possuem ligação com hidrogênio). Esses oxigênios, por causa da alta eletronegatividade que possuem, vão provocar um deslocamento de elétrons na molécula em sua direção. Como os átomos de hidrogênio são normalmente os menos eletronegativos numa molécula de ácido, eles sofrerão a maior deficiência eletrônica e serão arrancados mais facilmente pelo oxigênio da água, portanto o ácido será mais forte.

Ácidos fortes: $HC\ell O_4(aq)$; $HC\ell O_3(aq)$; $HNO_3(aq)$; $H_2SO_4(aq)$ (ordem decrescente);

Ácido semiforte ou fraco: $H_3PO_4(aq)$; $HC\ell O_2(aq)$; $HNO_2(aq)$;

Ácido fraco: H_3BO_3 (aq); $HC\ell O(aq)$.

Monumentos históricos feitos de mármore, ou seja, carbonato de cálcio cristalino, $CaCO_3(s)$, ou obras de arte feitas de pedra-sabão – em cuja constituição há carbonato de sódio, $Na_2CO_3(s)$ – que ficam expostos às intempéries sofrem corrosão, pois tanto o carbonato de cálcio como o carbonato de sódio reagem com os ácidos sulfúrico e nítrico presentes na chuva ácida formando sais que são sólidos frágeis ou solúveis, além de água e gás carbônico.
Exemplo:

$$CaCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow CaSO_4(aq) + <H_2CO_3(\ell)>$$

Os produtos da reação entre o mármore e o ácido sulfúrico são o sulfato de cálcio (giz, frágil) e o ácido carbônico (instável).
Assim, a chuva ácida em pouco tempo vai dissolvendo monumentos, estátuas e patrimônios da humanidade, cujo desgaste natural, em outras condições, levaria séculos para ocorrer.

Observe que o chamado ácido carbônico, H_2CO_3, **nunca foi isolado como tal** e é considerado por muitos autores uma solução aquosa de gás carbônico, $CO_2(aq)$.

Ácidos fixos, voláteis e instáveis

Um ácido é definido como fixo ou volátil conforme o valor de seu ponto de ebulição. Essa informação é importante até por questões de segurança, uma vez que líquidos voláteis liberam vapores que podem ser tóxicos para quem estiver trabalhando com eles e para o meio ambiente. Por isso devem ser manipulados na capela.

Não devemos confundir **ácido volátil** (de baixo ponto de ebulição) com **ácido fumegante** (de alto ponto de ebulição) que libera vapores tóxicos de uma substância que se encontra dissolvida em excesso em seu interior como $H_2SO_4(aq) + SO_3(aq)$.

Ácidos fixos

Possuem alto ponto de ebulição (acima de 100 °C) e em condições ambientes passam muito lentamente para o estado de vapor.

Exemplos: ácido sulfúrico — $H_2SO_4(aq)$: 340 °C
ácido fosfórico — $H_3PO_4(aq)$: 213 °C
ácido bórico — $H_3BO_3(aq)$: 185 °C

Ácidos voláteis

Possuem baixo ponto de ebulição (abaixo de 100 °C) e em condições ambientes passam facilmente para o estado de vapor.

Exemplos: ácido clorídrico — $HC\ell(aq)$: –85 °C
ácido sulfídrico — $H_2S(aq)$: –59,6 °C
ácido nítrico — $HNO_3(aq)$: 86 °C

Em relação à estabilidade, os ácidos podem ser:

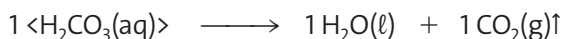
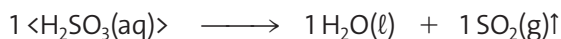
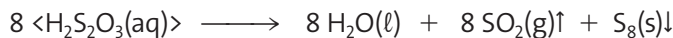
Ácidos estáveis

São aqueles que não sofrem decomposição numa faixa de temperatura e pressão próxima à ambiente. A maioria dos ácidos é estável.

Ácidos instáveis

São os que se decompõem parcial ou totalmente à temperatura e pressão ambientes. Os casos mais importantes são os seguintes:

$$1\ <H_2CO_3(aq)> \longrightarrow 1\ H_2O(\ell) + 1\ CO_2(g)\uparrow$$
ácido carbônico

$$1\ <H_2SO_3(aq)> \longrightarrow 1\ H_2O(\ell) + 1\ SO_2(g)\uparrow$$
ácido sulfuroso

$$8\ <H_2S_2O_3(aq)> \longrightarrow 8\ H_2O(\ell) + 8\ SO_2(g)\uparrow + S_8(s)\downarrow$$
ácido tiossulfúrico

O símbolo < > indica instabilidade.

As setas colocadas ao lado da fórmula das substâncias são outra forma comum de indicar o estado de agregação do produto formado.

Seta para cima (↑): o produto formado encontra-se no estado gasoso (em condições ambientes).

Seta para baixo (↓): o produto formado encontra-se no estado sólido ou coloidal e é denominado precipitado.

Além dos vulcões, há outros eventos naturais que liberam gases tóxicos na atmosfera?

As erupções vulcânicas (foto ao lado) podem lançar quantidades enormes de dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, diretamente na atmosfera.

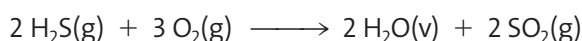
Há também algumas substâncias, como o sulfeto de hidrogênio, $H_2S(g)$, e o sulfeto de dimetila, $CH_3SCH_3(g)$, produzidas por certos microrganismos ou por determinadas plantas e algas que reagem na estratosfera formando o dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, e depois o ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$.

Os oceanos são as principais fontes do sulfeto de dimetila, proveniente de processos metabólicos de algas e fitoplânctons.

Por sua vez, os litorais formados de pântanos salgados e manguezais são fontes naturais de sulfeto de hidrogênio, $H_2S(g)$. Por isso, na América do Sul, chuvas com pH médio de 4,7 são comuns tanto em áreas urbanas e industrializadas quanto em regiões pouco habitadas.

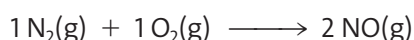
Na floresta Amazônica os valores de pH da chuva são próximos dos observados no Rio de Janeiro e em São Paulo. Esse elevado índice de acidez na floresta tem sido atribuído sobretudo a dois fatores:

1. Formação de ácido sulfúrico proveniente da oxidação do sulfeto de hidrogênio, $H_2S(g)$, que se volatiliza dos alagados da região:

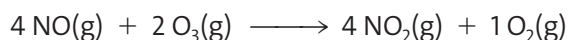
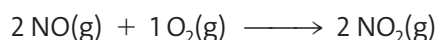
$$2\ H_2S(g) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(v) + 2\ SO_2(g)$$

2. Formação de ácidos orgânicos, os ácidos fórmico, $HCOOH(aq)$, e acético, $CH_3COOH(aq)$, a partir dos resíduos da queima de biomassa, que tem sido intensa na floresta Amazônica há 20 anos.

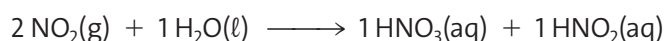
Outros ácidos fortes, como o $HC\ell(aq)$, que são liberados por erupções vulcânicas, também podem produzir temporariamente chuva ácida "natural" em regiões como o Alasca e a Nova Zelândia.

Já o ácido nítrico forma-se naturalmente durante as tempestades, de modo semelhante ao utilizado na fabricação desse ácido pelo método do arco elétrico. Os raios fornecem energia elétrica e aquecem momentaneamente o ar ao redor a temperaturas muito elevadas, dissociando moléculas de nitrogênio e oxigênio e formando moléculas de monóxido de nitrogênio.

$$1\ N_2(g) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 2\ NO(g)$$

O monóxido de nitrogênio pode reagir com o gás oxigênio ou com o ozônio, $O_3(g)$, da estratosfera, formando em ambos os casos o dióxido de nitrogênio, $NO_2(g)$.

$$2\ NO(g) + 1\ O_2(g) \longrightarrow 2\ NO_2(g)$$

$$4\ NO(g) + 2\ O_3(g) \longrightarrow 4\ NO_2(g) + 1\ O_2(g)$$

Este, por ser um anidrido duplo de ácido, reage com a água da chuva formando os ácidos nítrico e nitroso:

$$2\ NO_2(g) + 1\ H_2O(\ell) \longrightarrow 1\ HNO_3(aq) + 1\ HNO_2(aq)$$

O monóxido de nitrogênio, $NO(g)$, também é produzido naturalmente por processos metabólicos de certos microrganismos presentes no solo.

Melvyn Longhurst/Corbis/Latinstock

Estima-se que, por processos naturais, seja emitida para a atmosfera uma quantidade de dióxido de enxofre, $SO_2(g)$, entre 78 milhões e 284 milhões de toneladas por ano.

Petr Masek/Shutterstock/Glow Images

Tempestades de raios dissociam moléculas de nitrogênio e oxigênio, formando moléculas de monóxido de nitrogênio.

Questões

5. (UFRGS-RS) Os episódios vulcânicos estão associados à emissão de vários gases na atmosfera, são importantes para o estudo das mudanças climáticas e são fontes térmicas potencialmente favoráveis aos ecossistemas do planeta. Em relação a esse tema, são feitas as seguintes afirmações:

I. O vapor emanado dos gêiseres é aproveitado economicamente na geração de eletricidade, sendo transportado por tubulações até centrais termelétricas para acionar as turbinas.

II. Uma erupção como a do vulcão Pinatubo, ocorrido em 1991 nas Filipinas, lança na atmosfera teores extremamente altos de dióxido de enxofre, SO_2, o qual, ao reagir com o vapor de água, se transforma em ácido sulfúrico para, então, formar uma camada de aerossóis que interceptam a luz solar, diminuindo a temperatura da superfície terrestre.

III. A quantidade de dióxido de carbono, CO_2, principal gás do efeito estufa, emitida anualmente por erupções vulcânicas é bem maior do que se adicionada à atmosfera pelas atividades industriais no mesmo período.

Qual(is) está(ão) correta(s)?

X a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) Apenas II e III.

6. (EEM-SP) Têm-se os três ácidos e os valores da tabela que foram obtidos dissolvendo-se em água, à temperatura constante:

Ácidos	Proporção entre	
	número de moléculas dissolvidas	número de moléculas ionizadas
H_2S	10	1
H_2SO_4	3	2
HNO_3	10	8

Calcule o grau de ionização para cada ácido e coloque-os em ordem crescente de sua força de ionização.

7. (Uespi) Sejam os ácidos relacionados a seguir, com seus respectivos graus de ionização em porcentagem (α%): $HC\ell O_4$ ($\alpha\% = 97\%$); H_2SO_4 ($\alpha\% = 61\%$); H_3BO_3 ($\alpha\% = 0{,}025\%$); H_3PO_4 ($\alpha\% = 27\%$); HNO_3 ($\alpha\% = 92\%$). Assinale a afirmativa correta:

a) H_3PO_4 é mais forte que H_2SO_4.
b) HNO_3 é um ácido moderado.
c) $HC\ell O_4$ é mais fraco que HNO_3.
d) H_3PO_4 é um ácido forte.
X e) H_3BO_3 é um ácido fraco.

2 Bases

A definição para bases, atualmente, de acordo com o conceito de eletrólitos de Arrhenius é:

> Bases são compostos capazes de se dissociar na água liberando íons, mesmo em pequena porcentagem, dos quais o único ânion é o hidróxido, OH^{1-}.

Como o ânion hidróxido liberado pelas bases já fazia parte de sua estrutura, dizemos que as bases sofrem **dissociação** em meio aquoso.

A dissociação é a liberação de íons já existentes, ou seja, na dissociação de uma base não há reação química com a água. As moléculas de água apenas cercam os íons presentes na solução.

Exemplos de dissociação total:

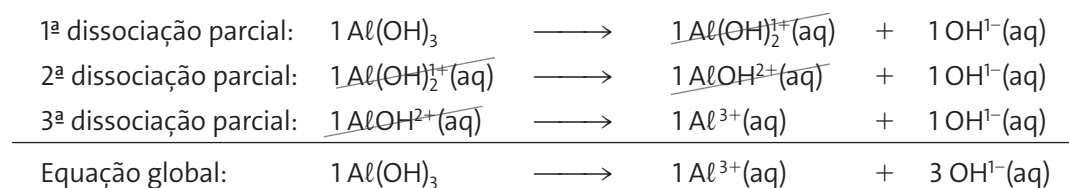
$$1\ NaOH(s) \longrightarrow 1\ Na^{1+}(aq) + 1\ OH^{1-}(aq)$$
$$1\ Ca(OH)_2(s) \longrightarrow 1\ Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^{1-}(aq)$$
$$1\ A\ell(OH)_3(s) \longrightarrow 1\ A\ell^{3+}(aq) + 3\ OH^{1-}(aq)$$
$$1\ Pb(OH)_4(s) \longrightarrow 1\ Pb^{4+}(aq) + 4\ OH^{1-}(aq)$$

É importante observar que a dissociação de uma base que apresenta mais de um grupo OH^{1-} ocorre em etapas e, por isso, é comum haver mais de um tipo de cátion diferente na solução básica.

Shutterstock/Glow Images

Frutos de características básicas (alcalinas): caquis verdes, cajus, bananas verdes.

Considere, por exemplo, a dissociação do hidróxido de alumínio:

1ª dissociação parcial:	$1\ A\ell(OH)_3$	$\longrightarrow$	$1\ A\ell(OH)_2^{1+}(aq)$ (cortado)	+	$1\ OH^{1-}(aq)$
2ª dissociação parcial:	$1\ A\ell(OH)_2^{1+}(aq)$ (cortado)	$\longrightarrow$	$1\ A\ell OH^{2+}(aq)$ (cortado)	+	$1\ OH^{1-}(aq)$
3ª dissociação parcial:	$1\ A\ell OH^{2+}(aq)$ (cortado)	$\longrightarrow$	$1\ A\ell^{3+}(aq)$	+	$1\ OH^{1-}(aq)$
Equação global:	$1\ A\ell(OH)_3$	$\longrightarrow$	$1\ A\ell^{3+}(aq)$	+	$3\ OH^{1-}(aq)$

Numa solução aquosa de hidróxido de alumínio, conforme as condições do meio (temperatura, pressão, concentração), podemos encontrar não só cátions alumínio, $A\ell^{3+}(aq)$, mas também cátions di-hidroxialumínio, $A\ell(OH)_2^{1+}(aq)$, e mono-hidroxialumínio, $A\ell OH^{2+}(aq)$.

O nome de uma base é fornecido por um dos esquemas a seguir.

- Bases cujo cátion possui apenas uma valência:

hidróxido + de + nome do cátion

Exemplos:
NH_4OH — hidróxido de amônio
$AgOH$ — hidróxido de prata
$Zn(OH)_2$ — hidróxido de zinco
$A\ell(OH)_3$ — hidróxido de alumínio

- Bases cujo cátion possui mais de uma valência:

hidróxido + de + nome do cátion de menor valência + sufixo oso
hidróxido + de + nome do cátion de maior valência + sufixo ico

Pode-se também indicar a valência por números romanos.

Exemplos:
$Fe(OH)_2$ — hidróxido ferroso ou hidróxido de ferro II
$Fe(OH)_3$ — hidróxido férrico ou hidróxido de ferro III
$CuOH$ — hidróxido cuproso ou hidróxido de cobre I
$Cu(OH)_2$ — hidróxido cúprico ou hidróxido de cobre II

Força de uma base

O grau de dissociação α de uma base mede a sua força. O conceito é análogo ao de ionização dos ácidos e é calculado pela relação:

$$\alpha = \frac{\text{número de fórmulas unitárias que se dissociaram}}{\text{número de fórmulas unitárias dissolvidas no início}}$$

- **Bases fortes**: são as bases de metais alcalinos como hidróxido de sódio, NaOH, e hidróxido de potássio, KOH, e as de alguns metais alcalinoterrosos, como hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2$, hidróxido de estrôncio, $Sr(OH)_2$, e hidróxido de bário, $Ba(OH)_2$. O α de muitas dessas bases em geral é maior do que 50%, podendo chegar (conforme a temperatura e a diluição) a aproximadamente 100%.

Exemplo a 18 °C: hidróxido de sódio — NaOH — α% = 95%

* Você deve ter observado isso no Experimento da página 45 em que foi preparada água de cal (cal hidratada).

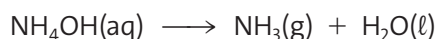
Mesmo as bases de metais alcalinoterrosos consideradas fortes, como o hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2$, são pouco solúveis em água*. Por isso, as condições de temperatura e diluição são tão importantes para se definir a força de uma base.

- **Bases fracas**: são as bases dos metais de transição, dos metais das famílias 13, 14 e 15 da tabela periódica e de alguns metais alcalinoterrosos, o hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, e o hidróxido de amônio, NH_4OH. O α dessas bases é em geral igual ou inferior a 5%.

Exemplo a 18 °C: hidróxido de amônio — NH_4OH — $\alpha\% = 1,5\%$

O hidróxido de amônio** é uma base instável que em condições ambientes sofre decomposição formando água e gás amônia.

$$NH_4OH(aq) \longrightarrow NH_3(g) + H_2O(\ell)$$

** Alguns autores questionam a existência do hidróxido de amônio considerando que o que existe de fato é uma solução de gás amônia dissolvido em água.
Entretanto, ainda é muito comum que instituições educacionais de renome no país mencionem a existência dessa substância. Como, por exemplo, em: <http://biq.iqm.unicamp.br/arquivos/matcompl/Aula%206.swf>. Acesso em: 18 fev. 2013.

Questões

8. (UEPG-PR) Com relação às propriedades das bases de Arrhenius, é incorreto afirmar:

a) O hidróxido de amônio é uma base não metálica, bastante solúvel em água.
b) Metais alcalinos formam monobases com alto grau de dissociação.
X c) As bases formadas pelos metais alcalinoterrosos são fracas, pois são moleculares por sua própria natureza.
d) Os hidróxidos dos metais alcalinoterrosos são pouco solúveis em água.
e) Uma base é tanto mais forte quanto maior for seu grau de ionização.

9. (UPM-SP) A tabela a seguir fornece a força e a solubilidade de bases em água:

Tipo de base	Força básica
de metais alcalinos	fortes e solúveis
de metais alcalinoterrosos	fortes e parcialmente solúveis, exceto a de magnésio, que é fraca
demais bases	fracas e praticamente insolúveis

Para desentupir um cano de cozinha e para combater a acidez estomacal, necessita-se, respectivamente, de uma base forte e solúvel e de uma base fraca e parcialmente solúvel. Consultando a tabela dada, conclui-se que as fórmulas dessas bases podem ser:

a) $Ba(OH)_2$ e $Fe(OH)_3$
b) $A\ell(OH)_3$ e $NaOH$
c) KOH e $Ba(OH)_2$
d) $Cu(OH)_2$ e $Mg(OH)_2$
X e) $NaOH$ e $Mg(OH)_2$

3 Sais

Os sais são eletrólitos e liberam íons ao entrar em contato com a água. A definição para sais, atualmente, de acordo com o conceito de eletrólitos de Arrhenius é:

> Sais são compostos capazes de se dissociar na água liberando íons, mesmo que em pequena porcentagem, dos quais pelo menos um cátion é diferente de H_3O^{1+} e pelo menos um ânion é diferente de OH^{1-}.

Observe*** que alguns sais podem liberar íons H_3O^{1+} ou OH^{1-}. No caso de um sal, porém, o íon H_3O^{1+} não pode ser o único cátion, e o íon OH^{1-} não pode ser o único ânion.

Os íons liberados pelos sais já faziam parte de sua estrutura. Assim, dizemos que os sais sofrem dissociação em meio aquoso. Exemplos:

*** Um exemplo são os suplementos de cálcio recomendados para crianças com a função de garantir um desenvolvimento ósseo e dentário saudável. Normalmente esses suplementos são feitos à base do sal fosfato de cálcio tribásico, $Ca_3(OH)_3PO_4$, que contém o cátion Ca^{2+} e os ânions OH^{1-} e PO_4^{3-}.

$$1\ NaC\ell(s) \longrightarrow 1\ Na^{1+}(aq) + 1\ C\ell^{1-}(aq)$$
$$1\ Ca(NO_3)_2(s) \longrightarrow 1\ Ca^{2+}(aq) + 2\ NO_3^{1-}(aq)$$
$$1\ (NH_4)_3PO_4(s) \longrightarrow 3\ NH_4^{1+}(aq) + 1\ PO_4^{3-}(aq)$$
$$1\ Mg_3(BO_3)_2(s) \longrightarrow 3\ Mg^{2+}(aq) + 2\ BO_3^{3-}(aq)$$

O nome dos sais segue basicamente o esquema abaixo:

nome do ânion + de + nome do cátion

Exemplos: KNO_3 — nitrato de potássio
$MgC\ell_2$ — cloreto de magnésio
$Ca_3(PO_4)_2$ — fosfato de cálcio
$A\ell_2(SO_4)_3$ — sulfato de alumínio

Para cátions com mais de uma valência, o nome segue o esquema:

nome do ânion + de + nome do cátion de menor valência + sufixo oso
nome do ânion + de + nome do cátion de maior valência + sufixo ico

Pode-se também indicar a valência por números romanos.

Exemplos: $FeSO_4$ — sulfato ferroso; sulfato de ferro II
$Fe_2(SO_4)_3$ — sulfato férrico; sulfato de ferro III
$CuNO_3$ — nitrato cuproso; nitrato de cobre I
$Cu(NO_3)_2$ — nitrato cúprico; nitrato de cobre II

Consulte sempre a tabela de ânions e cátions das páginas 281 e 282 para dar nome aos compostos inorgânicos.

Alguns sais apresentam caráter predominantemente covalente, como o $AgC\ell$, o $A\ell Br_3$ ou o Sb_2O_3 (veja como calcular o caráter de um composto na página 274). Mas, de modo geral, podemos considerar os sais como compostos iônicos, portanto formados por cátions e ânions agrupados alternadamente, segundo uma forma geométrica definida ou arranjo cristalino.

EXPERIMENTO

Crescimento de cristais

Material necessário

- algumas pedras de dolomita (do tipo brita, usada em construção civil)
- potes de vidro de boca larga ou copos de plástico transparente
- vinagre branco
- corante alimentício amarelo, azul ou vermelho

Como fazer

Separe dois ou três potes de vidro de boca larga utilizados como embalagem de maionese ou de molho de tomate. Lave-os e seque-os bem. Coloque uma pedra de dolomita no fundo de cada pote (ou copo descartável). Cubra as pedras com vinagre branco e, se quiser, pingue duas ou três gotas do corante alimentício de sua cor preferida na solução ácida (se tiver facilidade de conseguir os corantes, experimente uma cor diferente em cada pote). Deixe o recipiente em um lugar aberto, onde você possa observá-lo por alguns dias.

Coloque um aviso para que ninguém mexa nos recipientes. Observe e anote o que acontece à medida que o vinagre vai evaporando dos potes.

Investigue

1. Pesquise sobre a constituição química da dolomita.

2. Sabendo que o vinagre é uma solução aquosa de ácido acético (ácido etanoico, CH_3COOH), investigue sobre a reação química que deve ter ocorrido na pedra para justificar o fenômeno observado.

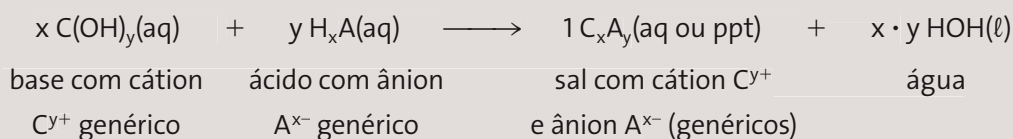
3. É possível relacionar o fenômeno observado no experimento com os estragos ambientais causados pela chuva ácida? De que forma?

Acidez e basicidade dos sais

Podemos considerar genericamente que, quando reagimos uma solução aquosa de um ácido e uma solução aquosa de uma base, obtemos uma solução aquosa de um sal.

> A reação entre um ácido e uma base que produz uma solução de sal e água é conhecida como reação de dupla-troca.

A solução aquosa de sal obtida poderá ter um caráter neutro, ácido ou básico, conforme a força do ácido e da base que reagiram entre si.

$x\ C(OH)_y(aq)$	+	$y\ H_xA(aq)$	$\longrightarrow$	$1\ C_xA_y$(aq ou ppt)	+	$x \cdot y\ HOH(\ell)$
base com cátion C^{y+} genérico		ácido com ânion A^{x-} genérico		sal com cátion C^{y+} e ânion A^{x-} (genéricos)		água

Se no laboratório de sua escola houver disponibilidade de alguns sais, você poderá observar a acidez ou basicidade das soluções aquosas que eles formam utilizando um dos indicadores do experimento da página 47.

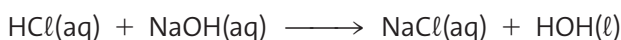
Isso significa que o **cátion** do sal **vem de uma base**, e o **ânion** do sal **vem de um ácido**, e a solução aquosa obtida poderá ter um caráter neutro, ácido ou básico, que depende diretamente da força da base e da força do ácido que deram origem a esse sal.

Nesse caso, os sais podem ser classificados nos seguintes grupos:

Sal neutro

Possui cátion proveniente de base forte e ânion proveniente de ácido forte ou, então, possui cátion proveniente de base fraca e ânion proveniente de ácido fraco.

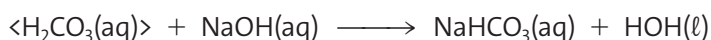
Exemplo: o cloreto de sódio forma solução de caráter neutro.

$$HC\ell(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaC\ell(aq) + HOH(\ell)$$

- Na^{1+}, cátion sódio, vem de hidróxido de sódio, NaOH, base forte, e
- $C\ell^{1-}$, ânion cloreto, vem de ácido clorídrico, $HC\ell$, ácido forte.

Sal básico

Possui cátion proveniente de base forte e ânion proveniente de ácido fraco.

Exemplo: o bicarbonato de sódio forma solução de caráter básico.

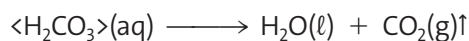
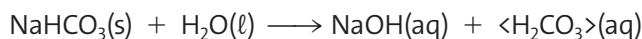
$$\langle H_2CO_3(aq)\rangle + NaOH(aq) \longrightarrow NaHCO_3(aq) + HOH(\ell)$$

- Na^{1+}, cátion sódio, vem de hidróxido de sódio, NaOH, base forte, e
- HCO_3^{1-}, ânion bicarbonato, vem da ionização parcial do ácido carbônico, H_2CO_3, ácido fraco.

Observação: O bicarbonato de sódio, $NaHCO_3(s)$, chamado inadequadamente de carbonato ácido de sódio, é um sal básico e atóxico que reage com a água liberando gás carbônico, $CO_2(g)$, e formando o hidróxido de sódio, NaOH(aq).

O bicarbonato de sódio é o princípio ativo da maioria dos efervescentes utilizados para combater a hiperacidez estomacal. Também é usado como fermento em bolos, pães e em extintores de incêndio à base de pó seco ou úmido.

$$NaHCO_3(s) + H_2O(\ell) \longrightarrow NaOH(aq) + <H_2CO_3>(aq)$$

$$<H_2CO_3>(aq) \longrightarrow H_2O(\ell) + CO_2(g)\uparrow$$

Imagebroker/Alamy/Other Images

O bicarbonato de sódio é usado como fermento de bolos.

Sal ácido

Possui cátion proveniente de base fraca e ânion proveniente de ácido forte.

Exemplo: o nitrato de prata possui caráter ácido.

$$HNO_3(aq) + AgOH(aq) \longrightarrow AgNO_3(aq) + HOH(\ell)$$

- Ag^{1+}, cátion prata, vem de hidróxido de prata, AgOH, base fraca, e
- NO_3^{1-}, ânion nitrato, vem de ácido nítrico, HNO_3, ácido forte.

Assim, concluímos: Sais que possuem cátion e ânion provenientes de base e ácido fortes ou fracos apresentam caráter neutro. Nos demais casos, prevalece o caráter do mais forte: básico ou ácido.

Questões

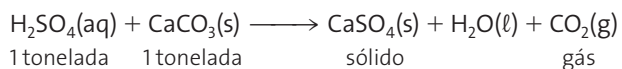
10. (Fuvest-SP) Molibdato de amônio é usado como fonte de molibdênio para o crescimento das plantas.
Sabendo que esse elemento, de símbolo Mo, pertence à mesma família do crômio, Cr, e que a fórmula do íon cromato é CrO_4^{2-}, assinale a alternativa que traz a fórmula correta do molibdato de amônio.

a) NH_2MoO_2
b) NH_3MoO_2
c) $(NH_3)_2MoO_4$
d) NH_4MoO_4
X e) $(NH_4)_2MoO_4$

11. (Unisa-SP) O fosfato de cálcio é um sólido branco e é usado na agricultura como fertilizante.
O fosfato de cálcio pode ser obtido pela reação entre hidróxido de cálcio e ácido fosfórico.
As fórmulas do hidróxido de cálcio, ácido fosfórico e fosfato de cálcio são, respectivamente:

a) $Ca(OH)$, HPO_4, $CaPO_4$
b) $Ca(OH)_2$, H_3PO_4, $Ca_2(PO_4)_3$
c) $Ca(OH)_2$, H_2PO_4, $CaPO_4$
d) $Ca(OH)$, H_3PO_4, Ca_3PO_4
X e) $Ca(OH)_2$, H_3PO_4, $Ca_3(PO_4)_2$

12. (Enem) Em setembro de 1998, cerca de 10 000 toneladas de ácido sulfúrico, $H_2SO_4(aq)$, foram derramadas pelo navio Bahamas no litoral do Rio Grande do Sul. Para minimizar o impacto ambiental de um desastre desse tipo, é preciso neutralizar a acidez resultante. Para isso pode-se, por exemplo, lançar calcário, minério rico em carbonato de cálcio, $CaCO_3(s)$, na região atingida.
A equação química que representa a neutralização do $H_2SO_4(aq)$ por $CaCO_3(s)$, com a proporção aproximada entre as massas dessas substâncias, é:

$$\underset{\text{1 tonelada}}{H_2SO_4(aq)} + \underset{\text{1 tonelada}}{CaCO_3(s)} \longrightarrow \underset{\text{sólido}}{CaSO_4(s)} + H_2O(\ell) + \underset{\text{gás}}{CO_2(g)}$$

Pode-se avaliar o esforço de mobilização que deveria ser empreendido para enfrentar tal situação, estimando a quantidade de caminhões necessária para carregar o material neutralizante. Para transportar certo calcário que tem 80% de $CaCO_3$, esse número de caminhões, cada um com carga de 30 toneladas, seria próximo de

a) 100. b) 200. c) 300. X d) 400. e) 500.

4 Óxidos

Praticamente todos os elementos (com poucas exceções) ligam-se ao oxigênio formando óxidos, que podem ser iônicos ou covalentes.

Óxidos são compostos binários (formados por apenas dois elementos químicos), dos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Nos óxidos, o oxigênio apresenta carga elétrica ou caráter parcial (δ) igual a 2–.

Os compostos binários de flúor e oxigênio, como o OF_2 e o O_2F_2, não são óxidos porque o flúor é mais eletronegativo que o oxigênio.

São conhecidos também óxidos de gases nobres, como os de xenônio (XeO_3 e XeO_4), formados em condições especiais.

Nomenclatura e classificação

Martyn F. Chillmaid/SPL/Latinstock

Reação entre óxido de cálcio e água

A nomenclatura oficial dos óxidos determinada pela Iupac baseia-se no uso dos prefixos gregos *mono*, *di*, *tri*, *tetra*, *pent*, *hex*, *hept* para indicar tanto o número de átomos de oxigênio como o número de átomos do outro elemento, presente na fórmula do óxido. Segue o esquema:

prefixo grego + óxido + de + prefixo grego (opcional) + nome do elemento

Exemplos:
- $C\ell_2O_7$ – heptóxido de dicloro
- Fe_2O_3 – trióxido de diferro
- P_2O_5 – pentóxido de difósforo
- SO_3 – trióxido de monoenxofre

O prefixo **mono** na frente do nome do elemento é opcional. Assim, podemos denominar o SO_3 apenas de trióxido de enxofre.

Apesar de essa nomenclatura ser oficial, há outra mais antiga e ainda em uso para elementos metálicos. Baseia-se na valência do elemento ligado ao oxigênio.

Para elementos que possuem uma única valência, temos:

óxido + de + nome do elemento

Exemplos:
- Na_2O – óxido de sódio
- Ag_2O – óxido de prata
- CaO – óxido de cálcio
- ZnO – óxido de zinco

Para elementos que possuem mais de uma valência, temos:

óxido + de + nome do metal de menor valência + sufixo oso
óxido + de + nome do metal de maior valência + sufixo ico

Philippe Psaila/SPL/Latinstock

Operário manipula óxido de chumbo em fábrica de vidros decorativos.

Pode-se também indicar a valência por números romanos.

Exemplos: Cu_2O – óxido cuproso ou óxido de cobre I
CuO – óxido cúprico ou óxido de cobre II
FeO – óxido ferroso ou óxido de ferro II
Fe_2O_3 – óxido férrico ou óxido de ferro III

Os óxidos são classificados conforme o comportamento que apresentam ao entrarem em contato com a água, em ácidos, básicos, anfóteros ou neutros.

Óxidos ácidos

Os óxidos ácidos em geral são formados por ametais (elementos com alta eletronegatividade), portanto são **compostos covalentes**. Exemplos: CO_2, SO_2, SO_3, P_2O_5, $C\ell_2O_6$, NO_2, N_2O_4.

Os óxidos ácidos são também denominados anidridos de ácido, pois fazem reações de síntese com a água produzindo ácidos.

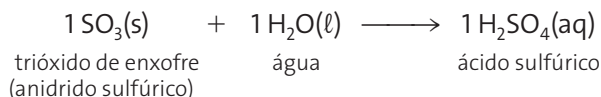
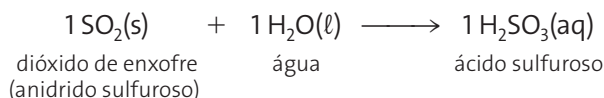
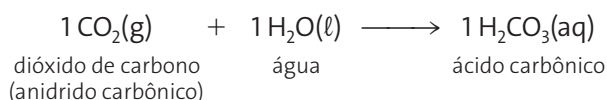
Exemplos:

$$1\,CO_2(g) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,H_2CO_3(aq)$$
dióxido de carbono (anidrido carbônico) — água — ácido carbônico

$$1\,SO_2(s) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,H_2SO_3(aq)$$
dióxido de enxofre (anidrido sulfuroso) — água — ácido sulfuroso

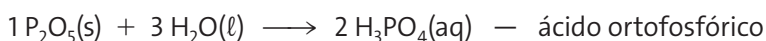
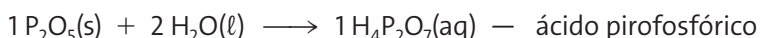
$$1\,SO_3(s) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,H_2SO_4(aq)$$
trióxido de enxofre (anidrido sulfúrico) — água — ácido sulfúrico

O gás dióxido de carbono é utilizado em refrigerantes.

Lew Robertson/Photographer's Choice/Getty Images

- Alguns óxidos ácidos reagem com quantidades crescentes de água (hidratação crescente), produzindo ácidos diferentes.
  Por exemplo, hidratação crescente do pentóxido de difósforo, anidrido fosfórico, P_2O_5.

$$1\,P_2O_5(s) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 2\,HPO_3(aq)$$ — ácido metafosfórico

$$1\,P_2O_5(s) + 2\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,H_4P_2O_7(aq)$$ — ácido pirofosfórico

$$1\,P_2O_5(s) + 3\,H_2O(\ell) \longrightarrow 2\,H_3PO_4(aq)$$ — ácido ortofosfórico

- Alguns óxidos ácidos reagem com a água produzindo dois ácidos diferentes do elemento, por isso são chamados anidridos duplos de ácidos. Veja os seguintes exemplos:

$$1\,C\ell_2O_6(g) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,HC\ell O_3(aq) + 1\,HC\ell O_4(aq)$$
hexóxido de dicloro (anidrido clórico-perclórico) — água — ácido clórico — ácido perclórico

$$1\,N_2O_4(g) + 1\,H_2O(\ell) \longrightarrow 1\,HNO_2(aq) + 1\,HNO_3(aq)$$
tetróxido de dinitrogênio (anidrido nitroso-nítrico) — água — ácido nitroso — ácido nítrico

Observação: O tetróxido de dinitrogênio, $N_2O_4(g)$, tem ponto de ebulição igual a 22 °C e pode apresentar-se, na fase líquida, na forma de um dímero do dióxido de mononitrogênio ou óxido nítrico, NO_2. Possui cor amarela e é muito volátil. Acima dessa temperatura, adquire a forma do monômero $NO_2(g)$, que é um gás de coloração castanha, de odor muito irritante e tóxico.

$$1\,N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$$
tetróxido de dinitrogênio — óxido nítrico

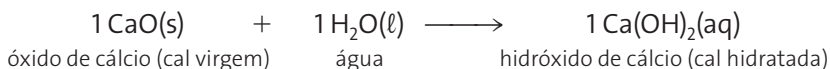
Sua inalação em grande quantidade é fatal. É formado na atmosfera pela oxidação do nitrogênio, da mesma forma que o NO, produzindo os mesmos efeitos prejudiciais. É usado na produção de ácido nítrico, como catalisador e na composição de combustíveis para foguetes.

Óxidos básicos

Os óxidos básicos na maioria são formados por metais (elementos com alta eletropositividade), portanto são **compostos iônicos**.

Exemplos: Na_2O, MgO, K_2O, CaO.

Os óxidos básicos fazem reações de síntese com a água produzindo base. Exemplo:

$$\underset{\text{óxido de cálcio (cal virgem)}}{1\ CaO(s)} + \underset{\text{água}}{1\ H_2O(\ell)} \longrightarrow \underset{\text{hidróxido de cálcio (cal hidratada)}}{1\ Ca(OH)_2(aq)}$$

Os óxidos ácidos reagem com os óxidos básicos (numa reação de síntese), produzindo um sal.

$$\underset{\text{dióxido de carbono}}{1\ CO_2(g)} + \underset{\text{óxido de cálcio}}{1\ CaO(aq)} \longrightarrow \underset{\text{carbonato de cálcio}}{1\ CaCO_3(ppt)}$$

O composto N_2O (monóxido de dinitrogênio) é conhecido por gás hilariante, por causa da euforia que produz ao ser inalado.
Em 1799 o químico inglês Sir Humphry Davy (1778-1829) sugeriu o uso de óxido nitroso, $N_2O(g)$, como anestésico para cirurgias. O problema é que a ação anestésica desse gás é branda, e ele pode causar asfixia antes que o paciente fique adequadamente anestesiado.
No início do século XIX, as propriedades hilariantes do $N_2O(g)$ se tornaram rapidamente conhecidas e entraram em moda em festas onde eram usadas para "desinibir as pessoas" e "estimular o convívio".

Óxidos anfóteros

Certos óxidos possuem caráter intermediário entre o iônico e o covalente, são formados por elementos de eletronegatividade média, (metais ou ametais) e são denominados **anfóteros**.

Os óxidos anfóteros possuem comportamento ambíguo, pois agem ora como óxidos ácidos, ora como óxidos básicos, dependendo da substância com a qual estiverem em contato.

Os mais importantes são óxido de alumínio, $A\ell_2O_3$, óxido de zinco, ZnO, óxido de chumbo II, PbO, e óxido de chumbo IV, PbO_2.

Óxidos neutros

São certos óxidos covalentes que não reagem com a água formando ácido ou base.

Exemplos: CO — monóxido de carbono
NO — monóxido de mononitrogênio
N_2O — monóxido de dinitrogênio ou óxido nitroso

Questões

13. (Vunesp-SP) Sabe-se que a chuva ácida é formada pela dissolução na água da chuva de óxidos ácidos presentes na atmosfera. Entre os pares de óxidos relacionados, qual é constituído apenas por óxidos que provocam a chuva ácida?

a) Na_2O e NO_2.
b) CO_2 e MgO.
X c) CO_2 e SO_3.
d) CO e N_2O.
e) CO e NO.

14. (UCS-RS) Vários óxidos fazem parte do nosso dia a dia e são de grande importância econômica. Por exemplo, o óxido de alumínio e o óxido de cromo III são matérias-primas para a extração do alumínio e do cromo, respectivamente. O óxido de zinco é utilizado em pomadas, e o óxido de magnésio, em produtos de higiene. O óxido de ferro III é utilizado como pigmento em tintas para a obtenção da cor vermelha.
Assinale a alternativa que contém, respectivamente, as fórmulas de todos os óxidos citados no texto acima.

a) $A\ell O - Cr_2O_3 - ZnO - Mg_2O - FeO$.
b) $A\ell_2O_3 - Cr_3O_3 - Zn_2O - Mg_2O - Fe_2O_3$.
X c) $A\ell_2O_3 - Cr_2O_3 - ZnO - MgO - Fe_2O_3$.
d) $A\ell_2O_3 - Cr_2O_3 - ZnO - Mg_2O - FeO$.
e) $A\ell_2O_3 - CrO - Zn_2O - MgO - Fe_2O_3$.

15. (Cesgranrio-RJ) As indústrias de produção de vidro utilizam a areia como principal fonte de sílica, SiO_2, para conferir o estado vítreo. Utilizam, ainda, com a finalidade de reduzir a temperatura de fusão da sílica, os fundentes Na_2O, K_2O e Li_2O. A escolha dos óxidos de sódio, potássio e lítio para reagir com a sílica e dar origem a um produto vítreo de menor ponto de fusão deve-se ao fato de esses óxidos manifestarem caráter:

X a) básico.
b) neutro.
c) ácido.
d) misto.
e) anfótero.

16. (Uniararas-SP) O gás poluente que, borbulhado em água, não tem efeito sobre o papel de tornassol é:

X a) monóxido de carbono.
b) dióxido de carbono.
c) nitrogênio.
d) dióxido de enxofre.
e) trióxido de enxofre.

Exercícios de revisão

18.1 (Uece) Considere os seguintes ácidos, seus respectivos graus de ionização (a 18 °C) e usos:

- H_3PO_3 ($\alpha\% = 27\%$), usado na preparação de fertilizantes e como acidulante em bebidas refrigerantes.
- H_2S ($\alpha\% = 7{,}6 \cdot 10^{-2}\,\%$), usado como redutor.
- $HC\ell O_4$ ($\alpha\% = 97\%$), usado na medicina, em análises químicas e como catalisador em explosivos.
- HCN ($\alpha\% = 8{,}0 \cdot 10^{-3}\,\%$), usado na fabricação de plásticos, corantes e fumigantes para orquídeas e poda de árvores.

Podemos afirmar que:

a) $HC\ell O_4$ e HCN são triácidos.
b) H_3PO_4 e H_2S são hidrácidos.
X c) H_3PO_4 é considerado um ácido semiforte.
d) H_2S é um ácido ternário.

18.2 (UPM-SP) A água-régia, que é uma mistura capaz de atacar o **ouro**, consiste numa solução formada de três partes de **ácido clorídrico** e uma parte de **ácido nítrico**. As fórmulas das substâncias destacadas são, respectivamente:

a) Au, $HC\ell O_3$ e HNO_3
b) O, $HC\ell O$ e HCN
X c) Au, $HC\ell$ e HNO_3
d) Hg, $HC\ell$ e HNO_2
e) Au, $HC\ell O_2$ e NH_3

18.3 (UFMT) As folhas de mandioca, apesar de venenosas, podem ser utilizadas como alimento para o gado. Quando deixadas ao sol, liberam gás cianídrico, HCN, tornando-se apropriadas para esse consumo. Em relação ao HCN, é correto afirmar:

a) É um ácido mais forte que o ácido fosfórico.
b) É um ácido que se ioniza totalmente em água.
c) Quando diluído em água, produz solução com pH > 7.
d) Em uma mesma pressão atmosférica, apresenta o ponto de ebulição superior ao da água pura.
X e) É um eletrólito mais fraco que o HNO_3.

18.4 (Enem) Com relação aos efeitos sobre o ecossistema, pode-se afirmar que:

I. As chuvas ácidas poderiam causar a diminuição do pH da água de um lago, o que acarretaria a morte de algumas espécies, rompendo a cadeia alimentar.
II. As chuvas ácidas poderiam provocar a acidificação do solo, o que prejudicaria o crescimento de certos vegetais.
III. As chuvas ácidas causam danos se apresentarem valor de pH maior que o da água destilada.

Dessas afirmativas, está(ão) correta(s):

a) I, apenas
b) II, apenas
X c) I e II, apenas
d) II e III, apenas
e) I e III, apenas

18.5 (USJT-SP) Safiras, esmeraldas, rubis, turquesa, topázios (pedras semipreciosas e coloridas) nada mais são que $A\ell_2O_3$ misturados com impurezas (Fe_2O_3, Cr_2O_3). Por exemplo: sobre um cilindro de alumina aquecida, espalha-se $A\ell_2O_3$ e Cr_2O_3 finamente dividido; o produto da fusão forma um único cristal: o rubi sintético. As substâncias acima pertencem a que função inorgânica?

a) Ácido
b) Base
c) Hidreto
d) Sal
X e) Óxido

18.6 (UCS-RS) Na época do Renascimento, os pintores famosos usavam carbonato básico de chumbo II como pigmento branco. Com o passar dos anos, essa substância se transforma em sulfeto de chumbo II pela ação do gás sulfídrico presente no ar, o que afeta a luminosidade da obra. Em um processo de restauração da luminosidade, a obra pode ser tratada com peróxido de hidrogênio, que faz com que o sulfeto de chumbo II se transforme em sulfato de chumbo II, de cor branca. Assinale a alternativa cuja equação química representa o processo de restauração da luminosidade dos quadros.

X a) $PbS + H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + 4\,H_2O$
b) $Pb_2S + H_2O_2 \longrightarrow PbSO_2 + 4\,H_2S$
c) $PbSO_4 + H_2O_2 \longrightarrow PbS + H_2O$
d) $PbS_2 + 4\,H_2O \longrightarrow PbSO_4 + 4\,H_2O_2$
e) $Pb_2SO_4 + H_2O_2 \longrightarrow PbS_2 + H_2S$

18.7 (Cefet-PR) Algumas substâncias químicas são conhecidas por nomes populares. Assim, temos, por exemplo, sublimado corrosivo, $HgC\ell_2$, cal viva, CaO, potassa cáustica, KOH, e espírito de sal, $HC\ell$. O sublimado corrosivo, a cal viva, a potassa cáustica e o espírito de sal pertencem, respectivamente, às funções:

a) ácido, base, óxido, ácido.
b) sal, sal, base, ácido.
c) ácido, base, base, sal.
X d) sal, óxido, base, ácido.
e) ácido, base, sal, óxido.

18.8 (Cesgranrio-RJ) O consumidor brasileiro já está informado de que os alimentos industrializados que ingere contêm substâncias cuja função básica é a de preservá-los da deterioração. Alguns exemplos dessas substâncias são: conservantes – ácido bórico (P. II) e anidrido sulfuroso (P. V); antioxidante – ácido fosfórico (A. III); antiumectantes – carbonato de cálcio (Au. I) e dióxido de silício (Au. VIII). Marque a opção que indica a fórmula de cada substância na ordem apresentada no texto.

a) H_2BO_4; SO_3; H_3PO_3; K_2CO_3; Si_2O
b) H_3BO_3; SO_2; H_3PO_3; K_2CO_3; SiO_2
X c) H_3BO_3; SO_2; H_3PO_4; $CaCO_3$; SiO_2
d) H_3BO_3; SO_3; H_3PO_4; $CaCO_3$; Si_2O
e) H_3BO_4; SO_2; H_3PO_3; $CaCO_3$; SiO_2

CAPÍTULO 19

Metais e oxirredução

Saiu na Mídia!

Chuva alaranjada que caiu sobre Porto Alegre era ácida, confirma INPE

"O tom alaranjado da chuva que atingiu Porto Alegre em 12 de agosto, causando estranheza nos moradores da capital, não era diferente somente na cor. O Instituto Nacional de Pesquisas Espaciais (INPE) confirmou ontem que o fenômeno era chuva ácida.

O pesquisador do INPE, Saulo Freitas, afirmou que a ocorrência de chuva ácida está relacionada com a emissão de poluentes das queimadas que ocorrem nas regiões Centro-Oeste e Norte do país, além de Paraguai, Bolívia e Argentina. Ontem, o município de Santana do Livramento registrou queda de uma espécie de chuva negra, assustando moradores. Como a origem dos poluentes dessa precipitação é tida como a mesma da que chegou a Porto Alegre, a meteorologista Estael Sias suspeita de que a chuva de Livramento também possa ser ácida.

'O processo, em princípio, é o mesmo. Fica a diferença das cores; tem que ver o que isso significa', afirma.

O meteorologista Marcio Custódio explica que os efeitos conhecidos nos objetos expostos à chuva são a 'queima' da pintura e até mesmo a oxidação. Sobre o corpo humano, os efeitos ainda são estudados, aponta Custódio. Os principais problemas de saúde que se conhecem são coriza, irritação na garganta e olhos. Também pode afetar o pulmão.

O ácido sulfúrico levado pela chuva pode causar corrosão, mas é difícil que comprometa a pele humana. Isso porque ela vive se renovando, segundo o dermatologista Vítor Reis, do Hospital das Clínicas de São Paulo. Isso impede que as substâncias se acumulem sobre a pele de quem tomou um banho de chuva ácida.

O prefeito Wainer Machado soube da chuva escura pela imprensa. Um dos relatos que chegou até ele foi o de que parte de um piso apresentava sinais de corrosão. Segundo o prefeito, o Departamento de Meio Ambiente coletou amostra da água para análise."

Disponível em: <http://zerohora.clicrbs.com.br/rs/geral/noticia/2010/08/chuva-alaranjada-que-caiu-sobre-porto-alegre-era-acida-confirma-inpe-3013281.html>. Acesso em: 17 set. 2012.

Gerson Gerloff/Pulsar Imagens

A emissão de poluentes pelas queimadas é um dos fatores da ocorrência de chuva ácida.

Você sabe explicar?

▶ O que é corrosão?

O tipo de ligação química estabelecida entre os átomos para formar determinada substância depende das propriedades dos elementos. Na unidade 4 vimos que entre átomos de elementos que apresentam alta eletronegatividade a ligação estabelecida é do tipo covalente, que pode ser apolar ou polar, conforme varia a diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos na ligação.

E se os átomos que formam a substância tiverem eletronegatividade baixa, ou melhor, alta eletropositividade, como ocorre com os metais? Como será a ligação estabelecida entre eles?

Observando as propriedades dos materiais metálicos, os cientistas elaboraram um modelo para as ligações que ocorrem entre os átomos nesses materiais. Acompanhe.

Mauricio Simonetti/Pulsar Imagens

No teleférico do Pão de Açúcar (Rio de Janeiro, RJ) são utilizados cabos de aço de 50 mm de diâmetro. Trechos de 575 m e 750 m de extensão levam turistas ao topo.

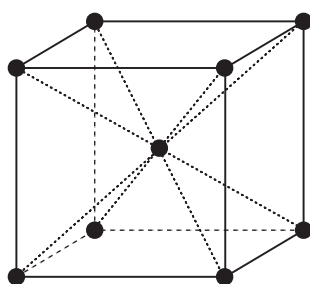
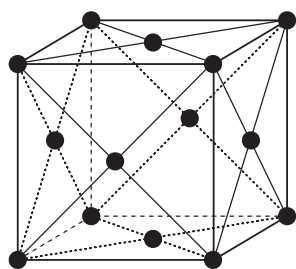
1 Propriedades dos metais

As principais propriedades dos metais encontram-se listadas na tabela a seguir.

Propriedades dos metais	Características
Condutibilidade elétrica	São excelentes condutores de corrente elétrica, tanto na fase sólida como na fase líquida.
Estado de agregação	Apresentam-se na fase sólida em condições ambientes, com exceção do mercúrio, que é líquido.
Pontos de fusão e de ebulição	Em geral possuem altos pontos de fusão e de ebulição, com exceção do mercúrio, dos metais alcalinos, do gálio, do índio, do estanho e do bismuto.
Dureza	Apresentam baixa dureza, ou seja, são sólidos moles, facilmente riscados por outros materiais, com algumas exceções, como o irídio, o ósmio, o tungstênio e o crômio.
Tenacidade	Possuem alta tenacidade, suportando pressões elevadas sem sofrer rupturas.
Resistência a tração	São muito resistentes a tração, sendo muito utilizados em cabos de elevadores e como reforço de construções para torná-las mais resistentes.
Maleabilidade	São facilmente transformados em lâminas.
Ductibilidade	São facilmente transformados em fios quando aquecidos a altas temperaturas.
Solubilidade	São insolúveis em óleo e água. Alguns metais, como o ouro, dissolvem-se em mercúrio, formando soluções sólidas denominadas **amálgamas**.

2 Ligações metálicas

A alta eletropositividade dos metais levou os cientistas a estabelecer um **modelo** de ligação química de natureza elétrica com base na atração entre íons positivos (cátions do metal) e elétrons semilivres.

Esquema da ligação metálica:

Assim, na ligação entre átomos de um elemento metálico, ocorre liberação parcial dos elétrons mais externos com a consequente formação de cátions. Esses elétrons liberados são chamados **semilivres** (ou mesmo elétrons livres) porque podem se mover dentro da estrutura metálica, porém não podem abandoná-la.

As ilustrações estão fora de escala. Cores fantasia.

Na(s): Ccc.

$A\ell(s)$: Cfc.

Modelo de ligação metálica

Os cátions do metal agrupam-se segundo um arranjo geométrico definido, denominado **estrutura cristalina** ou **célula unitária**.

Os cátions metálicos que formam as células unitárias têm suas cargas positivas estabilizadas pelos elétrons semilivres, que ficam envolvendo a estrutura como uma nuvem eletrônica. Os elétrons semilivres são dotados de certo movimento, o que justifica a propriedade que os metais possuem de conduzir corrente elétrica na fase sólida.

Uma amostra de metal é constituída por um número imenso de células unitárias. Exemplos:

- Sódio metálico: arranjo de corpo centrado, Ccc.
- Alumínio metálico: arranjo cúbico de face centrada, Cfc.

Logo, a correta representação de uma substância metálica como o sódio, por exemplo, seria $Na_n(s)$, na qual **n** é um número muito grande e indeterminado. De qualquer forma, é costume abolir o índice **n**, representando a substância metálica apenas pelo símbolo do elemento químico (que não existe isoladamente), no caso, apenas por Na(s).

O que é corrosão?

A tendência que os metais apresentam de perder elétrons e formar cátions está diretamente relacionada ao fenômeno da corrosão.

A corrosão é um processo resultante da ação do meio sobre um determinado material, causando sua deterioração. Quando falamos em corrosão, pensamos imediatamente nos metais, principalmente no ferro, mas na verdade esse fenômeno também ocorre com outros materiais, como o concreto.

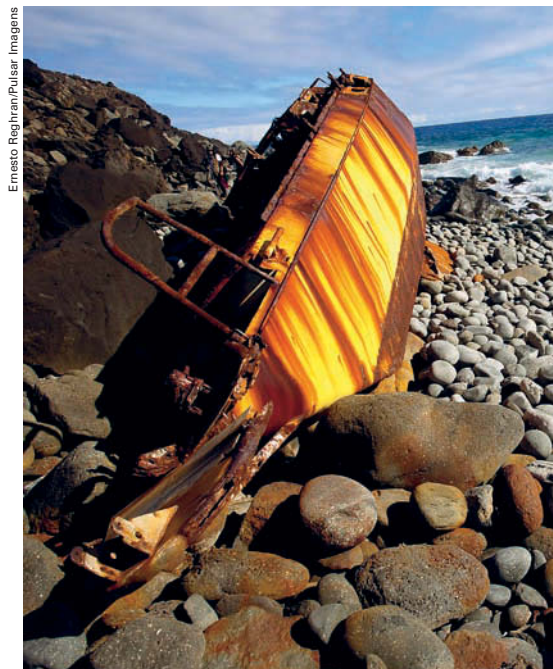
No caso do ferro, a corrosão ocorre pela reação do metal com o oxigênio do ar na presença da umidade atmosférica e pode ser acelerada pela presença de um eletrólito (solução que conduz corrente elétrica). Quem mora no litoral ou tem casa na praia sabe que a durabilidade de material metálico geralmente é bem menor nesse meio.

Nesse aspecto a corrosão pode ser considerada como um processo inverso ao de obtenção dos metais a partir de seus minérios.

O produto final da corrosão do ferro, a ferrugem, é uma mistura de óxido de ferro II, FeO, e óxido de ferro III, Fe_2O_3, em associação, o que pode ser representado pela fórmula Fe_3O_4 (um composto de coloração preta) e óxido de ferro III hidratado, $Fe_2O_3 \cdot H_2O$ (que dá ao material a coloração alaranjada ou castanho-avermelhada característica). A camada de ferrugem formada na superfície do metal vai se soltando e expondo continuamente o ferro metálico às condições ambientes, de modo que a corrosão prossegue até a total deterioração da peça (caso não seja tomada nenhuma medida para interromper o processo).

O alumínio, por sua vez, reage muito mais facilmente com o oxigênio do que o ferro. Um pedaço de alumínio recém-cortado rapidamente adquire uma camada de óxido de alumínio, $A\ell_2O_3$. Entretanto, essa camada de $A\ell_2O_3$ adere fortemente à superfície do alumínio, protegendo a peça e impedindo que a corrosão prossiga.

A resistência dos objetos de aço inoxidável à corrosão deve-se à adição de pelo menos 4% de crômio ao aço. O crômio presente no aço combina-se com o oxigênio da atmosfera para formar uma película transparente de óxido de crômio III que permanece aderida na peça, protegendo (até certo ponto) o ferro metálico da corrosão.

Ernesto Reghran/Pulsar Imagens

Durante o processo de corrosão do ferro também são formados, além dos óxidos, os hidróxidos de ferro II e de ferro III, $Fe(OH)_2$ e $Fe(OH)_3$, que pertencem ao grupo das substâncias básicas.

Questões

ATENÇÃO! Não escreva no seu livro!

1. (UPM-SP) Quando se entra numa sauna com corrente de ouro no pescoço, tem-se, pouco tempo depois, a sensação de acentuado aquecimento nessa região do corpo. O fenômeno ocorre como consequência da:

a) temperatura mais elevada da pele.
b) ligação metálica da corrente de ouro.
X c) transferência de calor do metal para a pele.
d) transferência de elétrons da pele para o metal.
e) transferência de calor da pele para o metal.

2. (UPM-SP) O metal que oferece maior resistência à penetração dos raios X, e é utilizado como barreira protetora em salas de radiologia e consultórios odontológicos, é o:

a) Cu b) Fe c) Zn X d) Pb e) $A\ell$

3 Ligas metálicas

Raramente um metal puro apresenta todas as qualidades necessárias para determinada aplicação. Por exemplo: o ferro puro reage facilmente com o oxigênio e é quebradiço, o magnésio é inflamável e muito reativo, o ouro e a prata são muito moles, o crômio e o irídio são excessivamente duros.

Misturando-se dois ou mais metais ou um metal com uma substância simples não metálica, é possível obter um material com propriedades que cada substância não tinha individualmente e que serão úteis para determinada aplicação.

Media Minds/Alamy/Other Images

A fusão de metais ocorre na preparação de liga metálica, como na confecção de joias.

> Liga metálica é uma mistura de substâncias cujo componente principal é um metal.

Para obter uma liga metálica, é necessário submeter as substâncias que formarão a liga a uma temperatura elevada até a fusão completa para, em seguida, deixar a mistura esfriar e solidificar totalmente.

Observe a seguir alguns exemplos de ligas metálicas importantes.

- Aço: $\simeq$ 98,5% de ferro, de 0,5 a 1,7% de carbono e traços de silício, enxofre e fósforo. Empregado na fabricação das mais diversas ligas destinadas a diferentes aplicações (veja exemplos a seguir).
- Aço inox: 74% de aço, 18% de cromo e 8% de níquel. Usado na fabricação de talheres, utensílios de cozinha, decoração.
- Bronze comum: 90% de cobre e 10% de estanho. Usado na fabricação de engrenagens, artesanato e objetos de decoração.
- Latão amarelo: 67% de cobre e 33% de zinco. Usado na confecção de tubos, torneiras, decorações.
- Ouro de 18 quilates: 75% de ouro, 13% de prata e 12% de cobre. Usado em joalheria, próteses, circuitos eletrônicos de alto desempenho.
- Duralumínio: 95,5% de alumínio, 3% de cobre, 1% de manganês e 0,5% de magnésio. Usado na fabricação de peças de aviões e de automóveis. Para uso em hidroaviões, são adicionados outros componentes, como o Ce e o Zr, que protegem contra a corrosão da água do mar.

Questões

3. Se entortarmos e desentortarmos uma lâmina ou um fio metálico várias vezes e sempre no mesmo ponto, vamos observar seu rompimento. O metal se rompe porque ocorrem modificações na sua estrutura, na região em que foi dobrado. O resultado dessas modificações é conhecido como “fadiga metálica”. Cada metal tem uma diferente resistência à fadiga. A flexibilidade de um metal pode ser modificada pelo modo de laminar e por um tratamento adequado, envolvendo aquecimento e resfriamento controlados. A resistência à fadiga é uma qualidade importante para as mais variadas aplicações, principalmente na fabricação de chapas de alumínio, usadas na construção de aviões e na produção de fios de aço para fabricação de arames. Explique o objetivo de se desenvolverem ligas metálicas misturando elementos metálicos (ou não) em determinadas porcentagens.

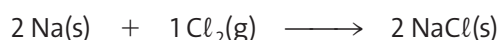
4. (Fatec-SP) A condutividade elétrica dos metais é explicada admitindo-se:

a) ruptura de ligações iônicas.
b) ruptura de ligações covalentes.
c) existência de prótons livres.
X d) existência de elétrons livres.
e) existência de nêutrons livres.

4 Reações de oxirredução

As reações que envolvem os fenômenos de oxidação e redução (sempre simultâneos) ocorrem tanto entre metais como entre compostos covalentes. Muitas reações presentes em nosso cotidiano, como a combustão, a corrosão, a fotossíntese, o funcionamento de pilhas e baterias, os processos metabólicos, a conservação de alimentos, a revelação de fotografias e a extração de metais de minérios (denominada ustulação), são exemplos de reações de oxirredução.

Considere, por exemplo, a reação de formação de cloreto de sódio que vimos no capítulo anterior:

$$2\ Na(s) \quad + \quad 1\ C\ell_2(g) \longrightarrow 2\ NaC\ell(s)$$

As substâncias simples Na(s) e $C\ell_2(g)$ são formadas por átomos de mesmo elemento; logo, não há diferença de eletronegatividade entre os átomos nessas substâncias. Nas substâncias simples em geral os elementos químicos possuem número de oxidação (NOX) igual a zero.

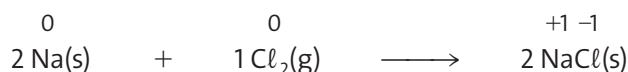
Torsten Lorenz/Shutterstock/Glow Images

Em pilhas e baterias ocorre a aplicação direta das reações de oxirredução.

> O NOX de um elemento é a carga elétrica real que ele adquire quando faz uma ligação iônica ou o caráter parcial (δ) que ele adquire quando faz uma ligação predominantemente covalente.

O produto da reação é o NaCℓ(s), uma substância composta e iônica (os elementos têm grande diferença de eletronegatividade). Nessa substância, o Na adquire um NOX = +1, e o Cℓ adquire um NOX = –1. Dizemos então que durante essa reação, o elemento Na sofreu oxidação, e o elemento Cℓ sofreu redução. Dessa forma, temos uma reação de oxirredução.

Reação de oxirredução é aquela em que ocorre **variação no NOX** dos elementos **dos reagentes para os produtos**.

$$\overset{0}{2\ Na(s)} \quad + \quad \overset{0}{1\ C\ell_2(g)} \longrightarrow 2\ \overset{+1}{Na}\overset{-1}{C\ell}(s)$$

> O elemento que **sofre oxidação** é aquele que "perde" elétrons, cujo **NOX aumenta** dos reagentes para os produtos.

Na reação acima o NOX do sódio aumentou de 0 para +1. O sódio sofreu oxidação.

> O elemento que **sofre redução** é aquele que "ganha" elétrons, cujo **NOX diminui** dos reagentes para os produtos.

Na reação acima, o NOX do cloro diminuiu de 0 para –1. O cloro sofreu redução.

NOX e Iupac

A Iupac recomenda que o NOX de elementos e íons seja representado por numerais romanos, com o sinal da carga (+ ou –) na frente do numeral. Veja os exemplos a seguir:

- O^{-II}: oxigênio com NOX –2
- Cr^{+VI}: crômio com NOX +6
- F^{-I}: flúor com NOX –1
- Pb^{+IV}: chumbo com NOX +4

A adoção dessa notação no Ensino Médio é um fator complicante, pois a escrita de numerais romanos não é usual. Por isso, vamos usar algarismos indo-arábicos, mas vamos manter para o NOX o sinal da carga antes do algarismo.

Nas reações que envolvem substâncias covalentes o raciocínio é o mesmo. Nesse caso, porém, os elementos adquirem um caráter parcial (δ), cuja carga positiva ou negativa também depende da diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos. Dessa forma, um determinado elemento pode sofrer oxidação em uma reação e redução em uma outra reação, a depender dos outros átomos envolvidos na reação.

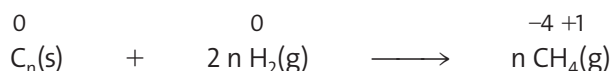
Veja os exemplos a seguir, dadas as eletronegatividades dos elementos envolvidos: hidrogênio 2,1; carbono 2,5 e oxigênio 3,5.

Não esqueça de que a carga total ou o caráter total da substância que reage ou que é formada é sempre zero.

David Tipling/Alamy/Other Images

Num incêndio florestal a queima completa é uma oxidação da matéria orgânica que produz gás carbônico.

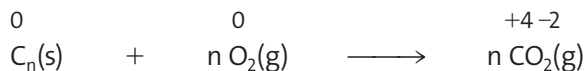
- Reação de formação do metano.

$$\overset{0}{C_n}(s) + 2n\,\overset{0}{H_2}(g) \longrightarrow n\,\overset{-4\,+1}{CH_4}(g)$$

O carbono é mais eletronegativo que o hidrogênio e, assim, atrai para perto de si os elétrons das ligações estabelecidas com os átomos desse elemento, adquirindo um caráter parcial δ^{-4}.

Cada hidrogênio, por sua vez, ficando um pouco afastado de seu elétron, vai adquirir um caráter parcial positivo δ^{+1}.

Nessa reação o **carbono sofre redução** (o NOX do carbono diminui de 0 para –4), e o hidrogênio sofre oxidação (o NOX do hidrogênio aumenta de 0 para +1).

- Reação de formação do gás carbônico.

$$\overset{0}{C_n}(s) + n\,\overset{0}{O_2}(g) \longrightarrow n\,\overset{+4\,-2}{CO_2}(g)$$

O oxigênio é mais eletronegativo que o carbono e atrai para perto de si os elétrons das ligações estabelecidas com o átomo desse elemento. Desse modo, cada oxigênio adquire um caráter parcial δ^{-2}.

O carbono, por sua vez, ficando afastado de seus elétrons, vai adquirir um caráter parcial positivo δ^{+4}.

Nessa reação o **carbono sofre oxidação** (o NOX aumenta de 0 para +4), e o oxigênio sofre redução (o NOX diminui de 0 para –2).

Cesar Diniz/Pulsar Imagens

Depósito de lixo clandestino – na decomposição do lixo ocorre a redução da matéria orgânica, formando metano.

5 Cálculo do NOX

Alguns elementos apresentam o mesmo NOX em uma série de compostos diferentes. Tomando esses elementos como base, podemos calcular o NOX dos demais elementos na maioria das substâncias a partir de algumas poucas regras, como veremos a seguir.

A tabela abaixo fornece uma relação desses elementos e deve ser consultada sempre que necessário.

Principais NOX dos elementos em substâncias compostas

Elemento	Situação	NOX	Exemplos
Metais alcalinos: Li, Na, K, Rb e Cs	Em substâncias compostas	+1	$\overset{+1}{Na}C\ell$; $\overset{+1}{K}OH$
Metais alcalinoterrosos: Be, Mg, Ca, Sr e Ba	Em substâncias compostas	+2	$\overset{+2}{Mg}O$; $\overset{+2}{Ca}SO_4$
Prata: Ag	Em substâncias compostas	+1	$\overset{+1}{Ag}NO_3$; $\overset{+1}{Ag}C\ell$
Zinco: Zn	Em substâncias compostas	+2	$\overset{+2}{Zn}(OH)_2$; $\overset{+2}{Zn}S$
Alumínio: Aℓ	Em substâncias compostas	+3	$\overset{+3}{A\ell}PO_4$; $\overset{+3}{A\ell_2}O_3$
Enxofre: S	Em sulfetos*	−2	$H_2\overset{-2}{S}$; $Ba\overset{-2}{S}$
Halogênios: F, Cℓ, Br, I	Em halogenetos**	−1	$K\overset{-1}{C\ell}$; $Na\overset{-1}{Br}$
Hidrogênio: H	Ligado a ametais***	+1	$\overset{+1}{H}CN$; $\overset{+1}{H_2}S$
	Ligado a metais****	−1	$Na\overset{-1}{H}$; $Ca\overset{-1}{H_2}$
Oxigênio: O	Na maioria das substâncias compostas	−2	$H_2S\overset{-2}{O_4}$; $CaC\overset{-2}{O_3}$
	Em peróxidos	−1	$H_2\overset{-1}{O_2}$; $Zn\overset{-1}{O_2}$
	Em superóxidos	−1/2	$K_2\overset{-1/2}{O_4}$; $Ba\overset{-1/2}{O_4}$
	Em fluoretos	+2	$\overset{+2}{O}F_2$
		+1	$\overset{+1}{O_2}F_2$

* Quando o enxofre for o elemento mais eletronegativo, o símbolo estará escrito à direita da fórmula.
** Quando o halogênio for o elemento mais eletronegativo, o símbolo estará escrito à direita da fórmula.
*** Hidrogênio ligado a elemento de maior eletronegatividade.
**** Hidrogênio ligado a elemento de menor eletronegatividade.

Com base nas informações dadas, fazemos o cálculo do NOX de cada elemento em diferentes substâncias, com base nas seguintes regras:

Substância simples

O elemento apresenta **NOX igual a zero**, pois não há diferença de eletronegatividade entre os átomos.

Exemplos: H_2, $C\ell_2$, O_2, P_4, S_8, Na, Fe, $A\ell$.

Íon simples

O NOX do elemento **é a própria carga do íon**.

Exemplos: Na^{+1}, Au^{+1}, Cu^{+2}, Fe^{+3}, Pb^{+4}, N^{-3}.

Substância composta

A soma dos NOX de todos os elementos é igual a zero (toda substância é neutra).

Exemplo 1: Cálculo do NOX do enxofre no sulfato de hidrogênio, H_2SO_4.

Consultando a tabela, obtemos os seguintes dados: o NOX do hidrogênio é igual a +1. Como há dois átomos de hidrogênio na molécula, o total de carga positiva é +2. O NOX do oxigênio é –2. Como há 4 átomos de oxigênio na molécula, o total de carga negativa é –8.

Adicionando +2 com –8, obtemos –6. O NOX do enxofre deve ser tal que somado ao número –6 forneça um resultado igual a zero. Concluímos então que na substância H_2SO_4 o NOX do enxofre é igual a +6.

$$\overset{+1}{H_2}\overset{x}{S}\overset{-2}{O_4}\begin{cases}H: (+1)\cdot 2 = +2\\ O: (-2)\cdot 4 = -8\end{cases}\quad \text{total } -6$$

$$\text{então}\quad S: (-6) + x = 0 \qquad x = +6$$

Exemplo 2: Cálculo do NOX do fósforo no pirofosfato de sódio, $Na_4P_2O_7$.

Na tabela observamos que o sódio possui NOX +1. Multiplicando essa carga pelo número de átomos de sódio que aparecem na fórmula, o resultado é +4. O oxigênio tem NOX –2. Multiplicando esse número por 7, obtemos –14. O resultado da adição +4 com –14 é –10.

Sendo assim, podemos concluir que dois átomos de fósforo têm juntos uma carga total igual a +10. Logo, cada átomo de fósforo possui nessa substância um NOX igual a +5.

$$\overset{+1}{Na_4}\overset{y}{P_2}\overset{-2}{O_7}\begin{cases}Na: (+1)\cdot 4 = +4\\ O: (-2)\cdot 7 = -14\end{cases}\quad \text{total } -10$$

$$\text{então}\quad P: (-10) + y\cdot 2 = 0 \qquad y = +5$$

Íon composto

A **soma dos NOX de todos os elementos é igual à carga do íon** (o íon necessariamente possui uma carga elétrica).

Exemplo 1: Cálculo do NOX do nitrogênio no cátion amônio NH_4^{1+}.

O hidrogênio possui NOX +1. Multiplicando essa carga pelo número de átomos de hidrogênio existentes no íon, obtemos +4. O NOX do nitrogênio deve ser tal que quando adicionado a +4 dê como resultado a própria carga do íon, isto é, +1. De onde concluímos que no cátion amônio, NH_4^{1+}, o NOX do nitrogênio é igual a –3.

$$(\overset{z}{N}\overset{+1}{H_4})^{+1}\quad N: (+1)\cdot 4 + z = +1 \qquad z = -3$$

Exemplo 2: Cálculo do NOX do crômio no íon dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$.

Na tabela encontramos que o NOX do oxigênio é –2. Multiplicando esse número por 7, o resultado é –14.

A carga de dois crômios juntos deve ser tal que, quando adicionada a –14, forneça o resultado –2, que é a carga do íon.

Concluímos, portanto, que dois crômios juntos têm carga total igual a +12. Logo, cada crômio possui nesse íon um NOX igual a +6.

$$(\overset{w}{Cr_2}\overset{-2}{O_7})^{-2}$$

$$\begin{cases}O: (-2)\cdot 7 = -14\\ Cr: (+14) + w\cdot 2 = -2\end{cases}$$

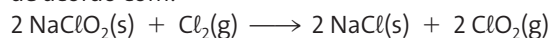
$$w\cdot 2 = +12 \qquad w = +6$$

Resumindo:

- O NOX de qualquer elemento em uma **substância simples** é igual a zero.
- O NOX de qualquer elemento em um **íon simples** é igual à carga elétrica do íon.
- A soma dos NOX dos elementos em uma **substância composta** é igual a zero.
- A soma dos NOX dos elementos em um **íon composto** é igual à carga elétrica do íon.

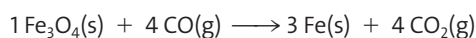
Questões

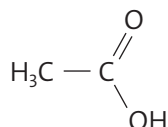
5. (UFU-MG) O dióxido de cloro vem substituindo o cloro, $C\ell_2$, em muitas estações de tratamento de água para abastecimento público de países desenvolvidos, pois investigações em laboratório têm mostrado que o $C\ell_2$, na presença de matéria orgânica, pode produzir compostos organoclorados, altamente tóxicos. O dióxido de cloro pode ser obtido pela reação entre clorito de sódio e $C\ell_2$, de acordo com:

$2\ NaC\ell O_2(s) + C\ell_2(g) \longrightarrow 2\ NaC\ell(s) + 2\ C\ell O_2(g)$

O estado de oxidação do cloro nos compostos $NaC\ell O_2$, $C\ell_2$, $NaC\ell$ e $C\ell O_2$ é, respectivamente:

a) –1, 0, –1 e +2
b) +1, –1, 0 e –4
c) +1, –1, 0 e –4
X d) +3, 0, –1 e +4

6. (Fuvest-SP) Na reação abaixo utilizada na siderurgia para a obtenção de ferro metálico:

$1\ Fe_3O_4(s) + 4\ CO(g) \longrightarrow 3\ Fe(s) + 4\ CO_2(g)$

a) o carbono e o ferro são oxidados.
b) o carbono e o ferro são reduzidos.
c) o ferro e o oxigênio são reduzidos.
d) o ferro é oxidado, e o carbono, reduzido.
X e) o ferro é reduzido, e o carbono, oxidado.

7. O vinagre é uma solução aquosa que contém em torno de 4% de ácido acético, $H_4C_2O_2$. Calcule o NOX dos átomos de carbono no ácido acético, cuja fórmula estrutural é fornecida a seguir, e explique se é possível que dois átomos de um mesmo elemento químico (constituintes de uma mesma molécula) possam apresentar números de oxidação diferentes.

8. (UFRN) O nitrogênio forma vários óxidos binários, apresentando diferentes números de oxidação: NO (gás tóxico), N_2O (gás anestésico – hilariante), NO_2 (gás avermelhado, irritante), N_2O_3 (sólido azul), etc. Esses óxidos são instáveis e se decompõem para formar os gases nitrogênio, N_2, e oxigênio, O_2. O óxido binário, NO_2, é um dos principais poluentes ambientais, reagindo com o ozônio atmosférico, O_3 – gás azul, instável – responsável pela filtração da radiação ultravioleta emitida pelo Sol. Baseando-se nas estruturas desses óxidos, pode-se concluir que a fórmula molecular em que o átomo de nitrogênio apresenta o menor número de oxidação é:

a) N_2O_3 b) NO X c) N_2O d) NO_2

9. (Vunesp-SP) O filme *Erin Brockowich* é baseado num fato em que o emprego de crômio hexavalente numa usina termoelétrica provocou um número elevado de casos de câncer entre os habitantes de uma cidade vizinha. Com base somente nessa informação, entre os compostos de fórmulas: (1) $CrC\ell_3$; (2) CrO_3; (3) Cr_2O_3; (4) K_2CrO_4 e (5) $K_2Cr_2O_7$, pode-se afirmar que não seriam potencialmente cancerígenos, o(s) composto(s):

a) 1, apenas.
b) 2, apenas.
X c) 1 e 3, apenas.
d) 1, 2 e 3, apenas.
e) 2, 4 e 5, apenas.

10. (Vunesp-SP) No mineral perovskita, de fórmula $CaTiO_3$, o número de oxidação do titânio é:

X a) +4. b) +2. c) +1. d) –1. e) –2.

11. (UPM-SP) Nos detergentes, dentre as várias substâncias que os constituem, encontram-se o bórax, $Na_2B_4O_7 \cdot 10\ H_2O$, que elimina odores, e o silicato de sódio, Na_2SiO_3, que evita a corrosão das máquinas de lavar. Nesses compostos, boro e silício possuem números de oxidação, respectivamente iguais a:

X a) +3 e +4.
b) +2 e +3.
c) +4 e +3.
d) +2 e +4.
e) +7 e +3.

12. (UnP-RN) O H — O — O — H, peróxido de hidrogênio, é antisséptico e descora os cabelos. O seu uso mais importante é no alvejamento dos tecidos e de pasta para papel. O número de oxidação do oxigênio no H_2O_2 é:

a) –2. X b) –1. c) +1. d) 1/2.

6 Deslocamento simples

Os metais são elementos que, em geral, **sofrem oxidação** e se comportam como agentes redutores (**provocam a redução** de outro elemento).

Um metal é mais reativo que outro quando sua tendência de doar elétrons (sua eletropositividade) é maior.

Se colocarmos em contato um metal X (mais reativo) na forma de substância simples (NOX igual a zero), com outro metal Y (menos reativo) na forma de cátion (NOX maior que zero), vai ocorrer uma "transferência" espontânea de elétrons do metal X para o cátion do metal Y.

A tabela ao lado fornece a ordem de reatividade dos metais e deve ser consultada sempre que necessário.

Reatividade dos metais

Diminui a eletropositividade e a reatividade

Diminui a capacidade de perder elétrons e formar cátions

Metais não nobres

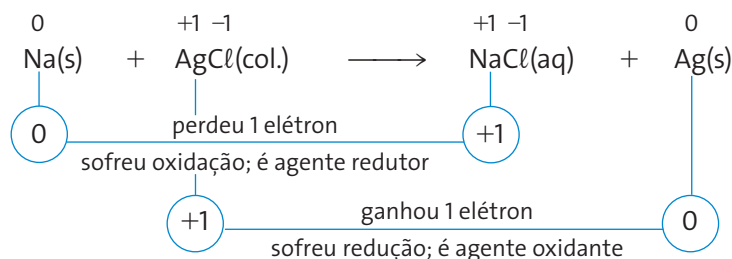
Metal	Cátion
Li	Li^{1+}
Rb	Rb^{1+}
K	K^{1+}
Cs	Cs^{1+}
Ba	Ba^{2+}
Sr	Sr^{2+}
Ca	Ca^{2+}
Na	Na^{1+}
Mg	Mg^{2+}
$A\ell$	$A\ell^{3+}$
Zn	Zn^{2+}
Cr	Cr^{3+}
Fe	Fe^{2+}
Cd	Cd^{2+}
Co	Co^{2+}
Ni	Ni^{2+}
Sn	Sn^{2+}
Pb	Pb^{2+}
Fe	Fe^{3+}

$H_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3O^{1+} + 2\,e^-$

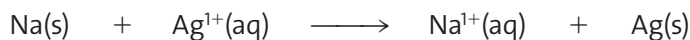
Metais nobres

Metal	Cátion
Cu	Cu^{2+}
2 Hg	Hg_2^{2+}
Ag	Ag^{1+}
Pd	Pd^{2+}
Hg	Hg^{2+}
Pt	Pt^{2+}
Au	Au^{1+}

Deslocamento entre metais

Em uma reação, o metal mais reativo desloca o cátion do metal menos reativo. Por exemplo, considere a reação entre sódio metálico e cloreto de prata coloidal (col).

Como o sódio é mais reativo que a prata, ocorre uma transferência espontânea de elétrons do sódio para o cátion prata (que constitui a substância cloreto de prata). Dizemos que o sódio desloca a prata.

É comum também representarmos a reação anterior na forma iônica, o que torna o fenômeno mais evidente:

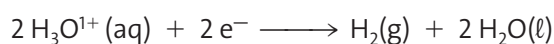
$$Na(s) + Ag^{1+}(aq) \longrightarrow Na^{1+}(aq) + Ag(s)$$

Desprezamos o cloro nessa representação porque seu papel na reação é passivo, ou seja, em relação à carga elétrica, o cloro é encontrado da mesma forma nos produtos e nos reagentes, com NOX = –1. Dizemos que o $C\ell^{1-}(aq)$ se comporta como um íon expectador.

Em relação ao deslocamento de metais, é importante observar:

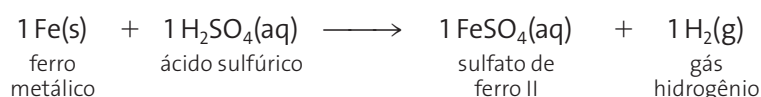
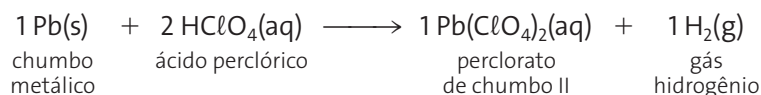
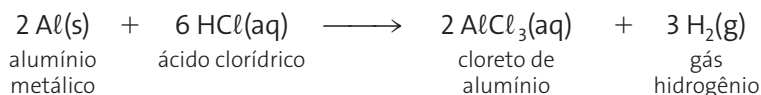
- Um metal menos reativo não consegue deslocar espontaneamente um metal mais reativo.
  Por exemplo, como o zinco é mais reativo que o cobre, o cobre não desloca o zinco, e não ocorre reação:
  $Cu(s) + ZnC\ell_2(aq) \longrightarrow$ não ocorre reação
- Já o inverso, ou seja, a reação entre o zinco metálico e o cloreto de cobre II coloidal, ocorre espontaneamente, pois o zinco é mais reativo e desloca o cobre:

A reação de transferência espontânea de elétrons é justamente o princípio de funcionamento das pilhas.

- O hidrogênio não é metal, mas aparece na escala de reatividade dos metais porque em determinadas substâncias (como os ácidos) pode formar o cátion hidrônio, H_3O^{1+}, e esse cátion, por sua vez, pode receber elétrons, formando gás hidrogênio e água:

$$2\,H_3O^{1+}(aq) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$$

Recipientes para armazenar ácidos

Todos os metais não nobres deslocam o hidrogênio dos ácidos formando o cátion hidrônio, H_3O^{1+}. Assim, não há possibilidade de armazenar ácidos em recipientes de metal não nobre, ou seja, de metal mais reativo que o hidrogênio. Veja os seguintes exemplos:

$2\,A\ell(s)$	+	$6\,HC\ell(aq)$	⟶	$2\,A\ell C\ell_3(aq)$	+	$3\,H_2(g)$
alumínio metálico		ácido clorídrico		cloreto de alumínio		gás hidrogênio
$1\,Pb(s)$	+	$2\,HC\ell O_4(aq)$	⟶	$1\,Pb(C\ell O_4)_2(aq)$	+	$1\,H_2(g)$
chumbo metálico		ácido perclórico		perclorato de chumbo II		gás hidrogênio
$1\,Fe(s)$	+	$1\,H_2SO_4(aq)$	⟶	$1\,FeSO_4(aq)$	+	$1\,H_2(g)$
ferro metálico		ácido sulfúrico		sulfato de ferro II		gás hidrogênio

Os ácidos são armazenados em recipientes de vidro, com exceção do ácido fluorídrico, HF(aq), que tem a propriedade de atacar a sílica, $(SiO_2)_n$, sendo inclusive utilizado para fazer inscrição em vidro. O ácido fluorídrico é armazenado em recipientes de poliéster.

A estátua da Liberdade (foto ao lado) fica no porto de Nova Iorque, em ambiente marinho, e consiste de uma estrutura de ferro sobre a qual estão rebitadas placas de cobre que dão forma à figura. O contato do cobre metálico com o ar e a umidade, principalmente em ambiente marinho, leva à formação de azinhavre, uma mistura (tóxica) de hidróxido de cobre I, CuOH, hidróxido de cobre II, $Cu(OH)_2$, carbonato de cobre I, Cu_2CO_3, e carbonato de cobre II, $CuCO_3$. Com o passar do tempo, o azinhavre acaba recobrindo a estátua. Pode não ter sido uma boa ideia fazer a estátua de ferro recoberta com cobre porque o ferro é mais reativo e desloca os cátions cobre das substâncias presentes no azinhavre, por exemplo:

$$Fe(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Fe^{2+}(aq) + Cu(s)$$

Com isso, há corrosão, que abala a estrutura da estátua.

A estátua da Liberdade é revestida de placas de cobre e sofre com os efeitos da exposição em ambiente marinho.

Matej Hudovernik/Shutterstock/Glow Images

CURIOSIDADE

Como a chuva ácida libera metais tóxicos do solo

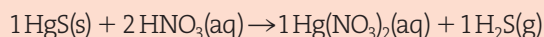
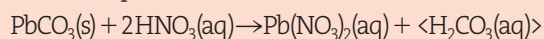
Metal pesado é um nome genérico utilizado para designar todo metal com densidade acima de 6 g/cm^3. Em geral esse termo é aplicado aos metais de transição comuns, como cobre, zinco, chumbo, mercúrio, cádmio e manganês, que são bioacumulativos e/ou geram problemas de poluição ambiental. Alguns cientistas ainda incluem o arsênio (um não metal) nesse grupo.

Um estudo* sobre o teor de metais em solos superficiais de catorze parques públicos do município de São Paulo revelou elevada presença de metais pesados potencialmente tóxicos, como chumbo, cobre e arsênio, em áreas reservadas para lazer, caminhadas e em *playgrounds*.

Na forma metálica (NOX zero), esses metais não são solúveis na água e não são biodisponíveis. Isso também ocorre quando estão presentes em uma substância insolúvel em água, como os minérios cerusita, $PbCO_3$, ou cinábrio, HgS.

Uma das formas de esses metais se tornarem biodisponíveis é passarem para a forma de cátions de substâncias solúveis em água, como os nitratos (todos os nitratos são solúveis em meio aquoso).

É isso que a chuva ácida faz. Ela reage com os metais ou com os minérios, usualmente fixados no solo, transformando-os em substâncias solúveis e liberando os cátions. Estes se dispersam, podendo atingir águas subterrâneas e represas usadas para a provisão de água potável ou ser absorvidos pelas plantas e introduzidos na cadeia alimentar.

Exemplos:

$$PbCO_3(s) + 2\,HNO_3(aq) \longrightarrow Pb(NO_3)_2(aq) + \langle H_2CO_3(aq) \rangle$$

$$1\,HgS(s) + 2\,HNO_3(aq) \longrightarrow 1\,Hg(NO_3)_2(aq) + 1\,H_2S(g)$$

* Saiba mais sobre esse assunto em: <www.agencia.fapesp.br/materia/10461/especiais/metais-demais.htm>. Acesso em: 19 set. 2012.

Deslocamento entre ametais

Os ametais são elementos que **sofrem redução** e se comportam como agentes oxidantes (**provocam a oxidação** de outro elemento).

Um ametal é mais reativo que outro quando sua tendência de atrair elétrons, isto é, sua eletronegatividade, é maior.

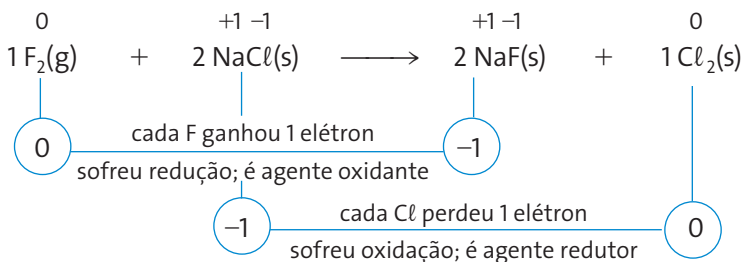
Os ametais, em geral, possuem alta eletronegatividade e tendência a atrair elétrons e assim a formar ânions.

Se colocarmos juntos um ametal A, mais reativo, na forma de substância simples (NOX de A igual a zero), com outro ametal B, menos reativo, na forma de ânion (NOX de B menor que zero), constituindo uma substância, vai ocorrer uma transferência espontânea de elétrons do ametal B para o ametal A.

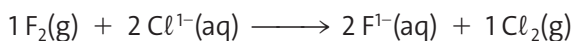
O ametal mais reativo desloca o ânion do ametal menos reativo. Por exemplo, considere a reação entre flúor e cloreto de sódio.

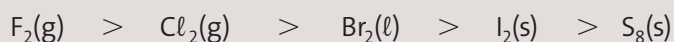
$$\overset{0}{1\,F_2(g)} + \overset{+1\,-1}{2\,NaC\ell(s)} \longrightarrow \overset{+1\,-1}{2\,NaF(s)} + \overset{0}{1\,C\ell_2(s)}$$

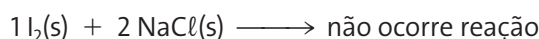
F: 0 → −1: cada F ganhou 1 elétron; sofreu redução; é agente oxidante

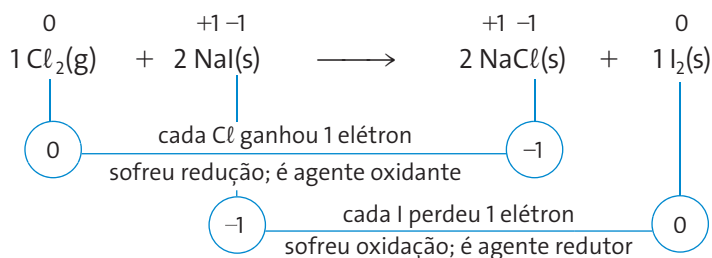
Cℓ: −1 → 0: cada Cℓ perdeu 1 elétron; sofreu oxidação; é agente redutor

Como o flúor possui maior tendência de atrair elétrons (maior eletronegatividade) que o cloro, ocorre uma transferência espontânea de elétrons do ânion cloreto, $C\ell^{1-}$, da substância cloreto de sódio para o flúor, F_2. Podemos dizer que o flúor desloca o cloro.

Escrevendo a reação anterior na forma iônica:

$$1\,F_2(g) + 2\,C\ell^{1-}(aq) \longrightarrow 2\,F^{1-}(aq) + 1\,C\ell_2(g)$$

Abaixo estão relacionados os principais ametais, na forma de substâncias simples, em ordem decrescente de reatividade:

$$F_2(g) > C\ell_2(g) > Br_2(\ell) > I_2(s) > S_8(s)$$

- É importante observar que um ametal menos reativo não deslocará um ametal mais reativo. Por exemplo, considere que se coloquem em contato iodo e cloreto de sódio.

  $1\,I_2(s) + 2\,NaC\ell(s) \longrightarrow$ não ocorre reação

  O iodo não desloca o cloro porque o cloro é mais reativo.

- Já a reação entre cloro e iodeto de sódio ocorre espontaneamente, pois o cloro desloca o iodo:

Questões

13. (UPM-SP) Em um experimento, coloca-se um prego dentro de um béquer contendo ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$. Verifica-se uma efervescência ao redor do prego. É correto afirmar que:

a) a efervescência ocorre devido ao aumento de temperatura do ácido, fazendo com que ele entre em ebulição.
X b) há desprendimento de gás hidrogênio, que se forma na reação de ferro com ácido clorídrico.
c) há eliminação de gás oxigênio.
d) só ocorre desprendimento de impurezas do ferro.
e) há desprendimento de gás cloro devido à presença do $HC\ell(aq)$.

14. (PUC-RS) Vidros fotocromáticos são utilizados em óculos que escurecem as lentes com a luz solar. Esses vidros contêm nitrato de prata e nitrato de cobre I, que reagem conforme a equação

$Ag^{1+} + Cu^{1+} \longrightarrow Ag^0 + Cu^{2+}$

Em relação a essa reação, é correto afirmar que:

a) com luz a prata se oxida.
b) com luz o cobre se reduz.
X c) com luz a prata é agente oxidante.
d) sem luz o cobre se oxida.
e) sem luz o cobre é agente redutor.

15. (UEL-PR) O bromo é encontrado em níveis de traço em seres humanos. Seus compostos possuem diversas aplicações. Dentre elas, cita-se o brometo de potássio, que tem sido utilizado no tratamento de epilepsia em humanos e animais. Esse elemento químico pode apresentar diferentes estados de oxidação, sendo encontrado na água do mar e na salmoura na forma de brometo. A partir da reação do íon com cloro, $C\ell_2$, obtém-se o bromo molecular conforme equação a seguir:

$2\,Br^{1-} + C\ell_2 \longrightarrow Br_2 + 2\,C\ell^{1-}$

Analisando a equação, é correto afirmar que:

a) O $C\ell_2$ é o agente redutor que oxida o íon brometo.
b) O Br^{1-} é oxidado em função de seu potencial oxidante.
c) O $C\ell_2$ é o agente redutor sendo oxidado a íons cloreto.
d) O Br^{1-} é reduzido em função de seu potencial oxidante.
X e) O $C\ell_2$ é o agente oxidante sendo reduzido a seus íons.

Exercícios de revisão

19.1 (PUC-MG) As propriedades ductilidade, maleabilidade, brilho e condutividade elétrica caracterizam:

a) aço e PVC.
X b) cobre e prata.
c) talco e mercúrio.
d) grafita e diamante.
e) cloreto de potássio e alumínio.

19.2 (UFRN) Na ligação metálica, os átomos dos metais estão ligados devido à

a) fraca força de atração entre os elementos.
b) formação de pares de elétrons.
c) atração elétrica entre cátions e ânions.
d) formação de cátions e ânions.
X e) atração elétrica de cátions e elétrons.

19.3 (FGV-SP) Ligas metálicas são uniões de dois ou mais metais, podendo ainda incluir semimetais ou não metais, mas sempre com predominância dos elementos metálicos. Considere as seguintes ligas: aço, bronze, ouro 14 quilates e latão. Indique a alternativa que apresenta os elementos predominantes:

a) Fe e C; Pb, Zn e Sn; Au e Aℓ; Cu e Pb.
b) Fe e Cu; Cu e Pb; Au e Ag; Cu e Sn.
c) Fe e C; Cu e Sn; Au e Co; Cu, Sn e Si.
d) Fe e Cd; Cu e Si; Au e Cu; Cu, Sn e Pb.
X e) Fe e C; Cu e Sn; Au e Cu; Cu e Zn.

19.4 (UFPI) Uma forma comum de poluição das águas subterrâneas e superficiais é o arraste de metais pesados, como zinco, Zn, mercúrio, Hg, e cobre, Cu, que, se entrarem na cadeia alimentar, causarão problemas de saúde ao homem. Considerando os sais desses metais, como ZnS, $HgC\ell_2$ e $CuNO_3$, indique a opção correta que corresponde, respectivamente, ao número de oxidação desses metais.

a) +4, +1, +2.
b) +2, +1, +3.
c) +1, +2, +2.
d) +1, +3, +1.
X e) +2, +2, +1.

19.5 (Unirio-RJ) “Mais de 20 nascentes subterrâneas alimentam Villa Luz. Peixes como o *Poecilla mexicana* ficam corados com os altos níveis de hemoglobina necessária para a captação do escasso oxigênio da água. Venenoso para os seres humanos, o ácido sulfídrico, H_2S, sustenta formas de vida microbianas que o oxidam, originando ácido sulfúrico, H_2SO_4, – este, por sua vez, dissolve a rocha [...]”

(NATIONAL GEOGRAPHIC BRASIL, 2001.)

Considerando que nos ácidos oxigenados o enxofre possui maiores estados de oxidação, indique a opção que contém o número de oxidação correto do átomo de enxofre presente nos ácidos sulfídrico e sulfúrico, respectivamente:

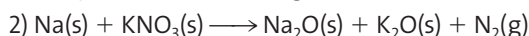
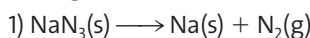
a) −2 e +4.
b) +6 e −2.
c) +4 e +6.
d) +6 e +4.
X e) −2 e +6.

19.6 (UFPI) Um antisséptico bucal contendo peróxido de zinco, ZnO_2, suspenso em água é efetivo no tratamento de infecções orais causadas por microrganismos. Indique o número de oxidação do zinco nessa substância.

a) −2 b) −1 c) +1 d) +2 X e) +4

19.7 (PUC-MG) O sistema de segurança *airbag* usado em automóveis é acionado por um microprocessador em caso de acidente. Ocorre desencadeamento de reações liberando nitrogênio, que infla prontamente o saco plástico (*airbag*). Considerando as reações:

1) $NaN_3(s) \longrightarrow Na(s) + N_2(g)$

2) $Na(s) + KNO_3(s) \longrightarrow Na_2O(s) + K_2O(s) + N_2(g)$

observa-se que o nitrogênio apresenta, na sequência das reações 1 e 2, os seguintes números de oxidação:

a) −3, 0, +3, 0.
X b) −1/3, 0, +5, 0.
c) +3, 0, −3, 0.
d) +1/3, 0, +5, 0.
e) −3, +2, +3, +2.

19.8 (UFPB-PSS) Nos feldspatos alcalinos, os átomos de oxigênio possuem estado de oxidação −2. Assim, é correto afirmar que, no feldspato de fórmula $KA\ell Si_3O_8$, os elementos K, Aℓ e Si possuem, respectivamente, os estados de oxidação:

X a) +1, +3, +4
b) +2, +3, −3
c) −2, +2, +3
d) +1, −3, +4
e) +1, +3, +2

19.9 (Cefet-RJ) Qualquer atividade agrícola ou industrial, no campo da metalurgia, da indústria química, da construção civil ou do cultivo da terra, utiliza minerais e seus derivados. É cada vez maior a influência dos minerais sobre a vida e o desenvolvimento de um país. Como exemplo de mineral, podemos citar a pirita, FeS_2 (sulfeto ferroso), usada na fabricação de ácido sulfúrico, e que, por sua cor amarela e brilho metálico, recebe, no Brasil, a denominação popular de ouro dos trouxas. No mineral, o número de oxidação do enxofre é:

a) −2. X b) −1. c) zero d) +3 e) +5.

19.10 (UFMG) Um fio de ferro e um fio de prata foram imersos em um mesmo recipiente contendo uma solução de sulfato de cobre II, de cor azul. Após algum tempo, observou-se que o fio de ferro ficou coberto por uma camada de cobre metálico, o de prata permaneceu inalterado e a solução adquiriu uma coloração amarelada. Com relação a essas observações, é correto afirmar que:

X a) a oxidação do ferro metálico é mais fácil que a do cobre metálico.
b) a solução ficou amarelada devido à presença dos íons Cu^{2+}.
c) a substituição do sulfato de cobre II pelo cloreto de cobre II não levaria às mesmas observações.
d) o cobre metálico se depositou sobre o ferro por este ser menos reativo que a prata.

Compreendendo o mundo

O tema central desta unidade foi chuva ácida. Vimos que algumas atividades humanas podem diminuir ainda mais o pH da chuva (naturalmente ácido) e que isso está causando danos às florestas, à agricultura, aos patrimônios históricos e às construções em geral.

Experimente escrever em um *site* de busca a frase ‘nuvem asiática’ e você será informado de que:

Todos os anos, de abril a outubro, gigantesca nuvem de poluição paira sobre o sul da Ásia, sobre vasta área que se estende do Paquistão até a China, passando pela Índia.

Ela resulta do desenvolvimento demográfico e econômico acentuado que esses países conheceram no decorrer das últimas décadas.

[...] *Essa poluição, constituída por aerossóis sulfurados, óxido de carbono, ozônio, óxidos de azoto [nitrogênio], fuligem e poeiras de diversas naturezas, tem por efeito direto reduzir em cerca de 10% a quantidade de energia solar que alcança o solo, além de diminuir a quantidade de chuvas entre 20% e 40%, conforme as regiões.*

Com efeito, as partículas em suspensão inibem a formação das grandes precipitações atmosféricas. Além disso, os aerossóis diminuem também a produtividade agrícola ao enfraquecer a luz solar necessária para a fotossíntese das plantas.

Essa nuvem tem também um forte impacto sobre a saúde das populações locais. Durante os anos 90, dezenas de milhares de mortes prematuras ocorridas anualmente, nas grandes aglomerações, lhe foram atribuídas [...].

JORNAL da Ciência. Disponível em: <www.jornaldaciencia.org.br/Detalhe.jsp?id=4114>. Acesso em: 18 fev. 2013.

Notícias como essas assustam e podem nos fazer pensar que não é possível reverter esse quadro. Mas é. E temos um ótimo exemplo disso, aqui mesmo no Brasil. Veja esta notícia:

Nas décadas de 70 e 80, o polo industrial de Cubatão, na Baixada Santista, em São Paulo, o primeiro do País, era conhecido como a região mais poluída do mundo. Lançava no ar, diariamente, quase mil toneladas de poluentes.

A terra, os rios e os manguezais, que formam o ecossistema da região, recebiam indiscriminadamente outras toneladas de poluição.

Em 1984, Cubatão resolveu dar a volta por cima. Por meio de uma parceria entre a administração municipal, a Companhia de Tecnologia de Saneamento Ambiental – Cetesb, as indústrias e a comunidade, foi iniciado um rígido programa de despoluição ambiental.

A Cetesb iniciou um plano de recuperação do meio ambiente, submetendo as indústrias a um rígido cronograma de controle das 320 fontes poluidoras primeiro identificadas.

Os resultados apareceram rapidamente. Em menos de 10 anos, os índices das fontes poluidoras foram reduzidos em 93%, e a expectativa é que o controle chegue a 100% até o ano 2008. Hoje são controladas também as fontes poluidoras secundárias, um plano de reflorestamento das encostas foi desenvolvido, junto com a despoluição dos mananciais. A serra do Mar já tem as suas ‘chagas’, provocadas pela erosão causada pela chuva ácida, recobertas de verde. Os peixes voltaram a viver no rio Cubatão e até o guará-vermelho, uma ave ameaçada de extinção, voltou a habitar os manguezais e a procriar.

O reconhecimento do trabalho chegou na ECO 92, pela ONU, que outorgou o Selo Verde a Cubatão e escolheu a cidade como símbolo da ecologia e exemplo mundial de recuperação ambiental [...].

CIDADES do Brasil. Disponível em: <www.cidadesdobrasil.com.br>. Acesso em: 18 fev. 2013.

Isso quer dizer que podemos reverter os danos que estamos causando ao planeta? Desenvolvimento e ecologia podem caminhar juntos? É possível pensar em um futuro melhor? Claro que sim. E como se consegue tudo isso? Com educação, informação e cidadania.

Sugestões de leitura, filmes e *sites*

Sugestões de leitura

- EMSLEY, John. *Vaidade, vitalidade e virilidade – a ciência por trás dos produtos que você adora consumir*. Rio de Janeiro: Jorge Zahar, 2006.
- FARIAS, Robinson Fernandes de. *Introdução à química forense*. São Paulo: Átomo, 2008.
- ______. *A história da Química*. São Paulo: Átomo, 2008. v. 1, 2 e 3. (Para gostar de ler).
- HOFFMANN, Roald. *O mesmo e o não mesmo*. São Paulo: Unesp, 2007.
- RETONDO, Carolina Godinho; FARIA, Pedro. *Química das sensações*. São Paulo: Átomo, 2008.
- ROBERTS, Royston M. *Descobertas acidentais em ciências*. São Paulo: Papirus, 1993.
- SCHWARCZ, Joe. *Barbies, bambolês e bolas de bilhar*. São Paulo: Jorge Zahar, 2009.

Sugestões de filmes

- *A alternativa berço a berço*: <http://tvescola.mec.gov.br/index.php?&option=com_zoo&view=item&item_id=1169>
- *A história das coisas* (The Story of Stuff with Annie Leonard / Louis Fox / EUA / 2007)
- *Avisos da natureza: lições não aprendidas – o chumbo vital*: <http://tvescola.mec.gov.br/index.php?option=com_zoo&view=item&item_id=326>
- *Capitalismo: uma estória de amor* (Capitalism: A Love Story / Michael Moore / EUA / 2009)
- *Diamante de sangue* (Blood Diamonds / The History Channel / EUA / 2006)
- *Especial drogas: os perigos do alcoolismo*. Vejapontocom: <http://youtu.be/EEPVGHjCmsE>
- *Especial drogas: segredos para parar de fumar*. Vejapontocom: <http://youtu.be/KYtRWwWlL1o>
- *Materiais e suas propriedades – calcário*: <http://tvescola.mec.gov.br/index.php?option=com_zoo&view=item&item_id=820>
- *Materiais e suas propriedades – fogo*: <http://tvescola.mec.gov.br/index.php?option=com_zoo&view=item&item_id=818>
- *Materiais e suas propriedades – rochas*: <http://tvescola.mec.gov.br/index.php?option=com_zoo&view=item&item_id=819>
- *Misturar lendas da ciência – misturar*: <http://tvescola.mec.gov.br/index.php?option=com_zoo&view=item&item_id=396>
- *Nuclear Reactors in Japan – Periodic Table of Videos*: <http://youtu.be/-bcrLiATLq0>
- *Trabalho infantil: Radiohead and MTV EXIT: All I Need* (2008) <http://vimeo.com/14819307>
- *Zeitgeist: Addendum* (Zeitgeist: Addendum / Peter Joseph / EUA / 2008)
- *Zeitgeist: o filme* (Zeitgeist / Peter Joseph / EUA / 2007)
- *Zeitgeist: Moving Forward* (Zeitgeist: Moving Forward / Peter Joseph / EUA / 2011)

Sites

- A graça da química: <www.agracadaquimica.com.br>.
- Associação Brasileira da Indústria Química: <www.abiquim.org.br>.
- Associação Brasileira de Nutrologia: <www.abran.org.br>.
- Como tudo funciona: <http://ciencia.hsw.uol.com.br>.
- Dra. Shirley de Campos: <www.drashirleydecampos.com.br>.
- Ensino de Química: <http://ensquimica.blogspot.com/>.
- Inmetro: <www.inmetro.gov.br>.
- Instituto Brasileiro de Defesa do Consumidor: <www.idec.org.br>.
- Laboratório de Química do Estado Sólido: <http://iqes.iqm.unicamp.br>.
- Molecularium – Simulações em Química-Física: <http://nautilus.fis.uc.pt/molecularium>.
- Ponto Ciência: <http://pontociencia.org.br/>.
- Portal do Meio Ambiente: <www.portaldomeioambiente.org.br>.
- Prof. Emiliano Chemello: <www.quimica.net/emiliano>.
- Química nova na escola: <http://qnesc.sbq.org.br/online>.
- Uniad: Unidade de pesquisas em álcool e drogas: <www.uniad.org.br>.
- Vídeos para o ensino da Física e da Química: <www.ensinofisicaquimica.blogspot.com>.
- WebElements: <www.webelements.com>.
- WWF-Brasil: <www.wwf.org.br>.

Bibliografia

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química*: questionando a vida moderna. São Paulo: Bookman, 2006.

BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. *Química geral*. v. I e II. Rio de Janeiro: LTC, 1986.

BUENO, Willie A.; LEONE, Francisco de A. *Química geral*. São Paulo: McGraw-Hill, 1978.

CHAGAS, Pereira Aécio. *Como se faz química — uma reflexão sobre a química e a atividade do químico*. 2. ed. Campinas: Unicamp, 1992.

EBBING, Darrell D. *Química geral*. v. I. Rio de Janeiro: LTC, 1998.

KOTZ, John C.; TREICHEL JR., Paul. *Química e reações químicas*. v. I e II. Rio de Janeiro: LTC, 1998.

LEE, J. D. *Química inorgânica não tão concisa*. 4. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 1996.

LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto Editora, 1996.

LUTFI, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí: Unijuí, 1992.

MORRISON, R.; BOYD, R. *Química orgânica*. 13. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1996.

PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6th ed. Kansas: McGraw-Hill, 1984. (Chemical Engineering Series).

PIMENTEL, George C. (Org.). *Química:* uma ciência experimental. 4. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1963.

ROCHA, Julio Cesar; ROSA, Andre Henrique; CARDOSO, Arnaldo Alves. *Introdução à química ambiental*. São Paulo: Bookman, 2009.

SNYDER, Carl H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 2nd ed. Nova York: John Wiley & Sons, 1995.

SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química – estrutura e dinâmica*. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Índice remissivo

Manual do Professor

Química

Volume 1

Sumário

Apresentação e objetivos da coleção

Esta coleção está organizada em três volumes com cinco unidades cada um.

Para o desenvolvimento de cada unidade, foi escolhido um tema relacionado a questões ambientais e sociais consideradas assuntos-chave para o estudo dos conceitos químicos expostos na coleção.

À medida que vão sendo abordadas e discutidas questões pertinentes ao meio ambiente, à cidadania e à tecnologia, o conteúdo é desenvolvido.

É importante ressaltar ao professor que o livro didático é um instrumento de auxílio para que se possam trabalhar os conteúdos. O professor tem autonomia para utilizar o material da forma que lhe for mais conveniente para facilitar o aprendizado dos seus alunos. A partir dessa perspectiva, o principal objetivo da coleção é que o aluno utilize o aprendizado de Química para entender melhor o mundo à sua volta, podendo, assim, exercer de forma mais consciente o papel de cidadão na sociedade, preparando-se para o mercado de trabalho e para o prosseguimento dos estudos.

O objetivo deste manual é oferecer algumas sugestões que possam guiar o trabalho do professor em sala de aula.

A seguir, apresentamos os temas abordados nos três volumes do livro.

Volume 1

- Mudanças climáticas
- Oxigênio e ozônio
- Poluição eletromagnética
- Poluição de interiores
- Chuva ácida

Volume 2

- Meteorologia e as variáveis do clima
- Poluição da água
- Poluição térmica
- Corais
- Lixo eletrônico

Volume 3

- Petróleo
- Drogas lícitas e ilícitas
- Consumismo
- Alimentos e aditivos
- Atividade nuclear

2 Organização do conteúdo

Para melhor organização do conteúdo, cada livro apresenta cinco unidades cujas aberturas são apresentadas em páginas duplas, com um texto que introduz o tema.

Cada unidade é dividida em capítulos, que contam com as seguintes seções e boxes:

Saiu na Mídia

Todos os capítulos se iniciam com a seção **Saiu na Mídia**, composta de textos jornalísticos (integrais ou parciais) relacionados ao tema da unidade. Isso foi feito para que o aluno reconheça e identifique os textos como parte integrante de seu dia a dia, uma vez que todos nós, em algum momento, assistimos à televisão, ouvimos rádio ou lemos as notícias nos jornais, nas revistas ou na internet.

Esse é um momento oportuno para o professor fazer o levantamento dos conhecimentos prévios dos alunos sobre os assuntos tratados nos textos e/ou problematizá-los, trazendo as situações apresentadas para o cotidiano.

Com poucas exceções, a maioria dos textos utilizados foi extraído de publicações (revistas, jornais, trabalhos científicos) da internet. Optou-se por selecionar textos preferencialmente da mídia eletrônica por ser o meio mais fácil de os alunos e o professor terem acesso ao original, caso seja necessário.

Algumas frases, comentários ou afirmações dos textos dessa seção aparecem em destaque, e a partir delas são formuladas questões que aparecem sob o título **Você sabe explicar?**. Isso foi feito com o propósito de mostrar que a compreensão do todo pode ser comprometida se algumas partes não estão claras, que há uma diferença entre o senso comum e o rigor científico e que adquirir esse conhecimento pode gerar a autonomia e a consciência necessárias para a busca de uma vida melhor em sociedade.

Ao longo do capítulo, as questões levantadas são repetidas e respondidas após ser dada a teoria necessária para criar o embasamento necessário para compreender plenamente a resposta.

Trabalhar essas perguntas e suas respostas com o aluno é uma forma de desenvolver seu senso de cidadania paralelamente à aquisição do conhecimento químico, enriquecendo as aulas e justificando o aprendizado.

Experimento

Geralmente as aulas de Química são vistas pelos alunos como difíceis. Para tentar minimizar essa ideia e tornar as aulas mais agradáveis, acredita-se que o experimento possa proporcionar, tanto ao aluno quanto ao professor, uma atividade positiva. Alguns objetivos considerados importantes para a realização do experimento em sala de aula são: gerar hipóteses, estimular o senso crítico a partir das observações que são feitas, estimular o caráter científico, tornar as aulas mais dinâmicas, buscar soluções para problemas.

Houve uma grande preocupação em sugerir experimentos com materiais baratos, de fácil acesso e que não oferecessem riscos para o aluno, para o professor e para o meio ambiente. Contudo, é extremamente difícil abolir, por exemplo, a chama de todos os experimentos, bem como a utilização de reagentes químicos. Por esse motivo, a importância da responsabilidade do aluno é ressaltada com o selo **Responsabilidade é tudo**, para que se tenha cuidado ao manipular qualquer reagente, chama e, também, ressaltar a importância do descarte adequado dos rejeitos gerados em cada atividade. Essas são informações que o aluno poderá aplicar também em seu dia a dia. Além disso, quando o experimento é mais **complexo**, o livro sugere que seja feito apenas pelo professor.

Curiosidade

Durante o desenvolvimento dos conteúdos, muitas vezes o texto é intercalado com a seção **Curiosidade**. Esta seção trata normalmente de um fato interessante relacionado ao que o aluno está aprendendo, à biografia de um cientista, cujo trabalho está sendo estudado, a algum fato histórico ou a alguma discussão extra que possa enriquecer a aula.

Cotidiano do químico

Nesta seção são apresentados alguns processos químicos realizados nos dias atuais ou que contribuíram para o desenvolvimento da Ciência. O objetivo é ampliar o conhecimento do aluno e tentar desmitificar o papel do químico como o indivíduo que, por exemplo, “faz explosões” ou que fica apenas no laboratório, correspondendo a uma visão distorcida e criada, muitas vezes, pela própria mídia.

Acreditamos também que a função da escola e do livro didático é a de ampliar os horizontes dos alunos, levando-os a conhecer muitos pontos que não estão acessíveis ao seu dia a dia, embora o foco seja no cotidiano do aluno e na aplicação da Química em sua vida.

De onde vem? Para onde vai?

Discute as matérias-primas utilizadas, o processo de extração, a obtenção e as aplicações principais de alguns produtos economicamente importantes e estratégicos.

Esta seção sempre sugere um trabalho em grupo relacionado a alguma pesquisa. A atividade deve ser desenvolvida pelos próprios alunos, sem a intervenção do professor, mas com sua orientação. É um momento oportuno para o aluno discutir suas ideias e até confrontar situações contraditórias com seus colegas, desenvolvendo e aperfeiçoando seu senso crítico e o respeito pelas ideias do outro.

É importante que o aluno desenvolva na prática, em sala de aula, a habilidade de trabalhar em equipe, solucionar problemas em conjunto, dividir tarefas, delegar responsabilidades, cumprir compromissos assumidos, para que ele consiga se adequar às exigências do mercado de trabalho, aprendendo a conviver melhor em sociedade.

As sugestões de trabalho em grupo também têm um caráter interdisciplinar e são uma ótima oportunidade, que deve ser explorada pelo professor, para que os alunos percebam que todas as Ciências andam de mãos dadas e necessitam umas das outras para o seu desenvolvimento.

Exercícios resolvidos

Optou-se por não trabalhar com exercícios resolvidos em meio a uma série de exercícios propostos. Algumas questões foram escolhidas e resolvidas passo a passo, no meio da teoria como exemplo, quando se julgou necessário e, principalmente, em assuntos que envolvem cálculos matemáticos, com o objetivo de minimizar o processo de dicotomia entre teoria e exercícios e aplicar o que se aprendeu da teoria durante o processo de construção do aprendizado.

Questões

Sempre que se julgou necessário, no decorrer ou ao final de um item do capítulo, foram propostas algumas questões pertinentes ao assunto abordado. O objetivo dessas questões é verificar o aprendizado do aluno, direcionar o trabalho do professor e tornar a aula mais dinâmica e participativa. Além disso, as questões podem ser utilizadas como forma de avaliação formativa, isto é, de acordo com essa concepção, cabe ao professor o papel de coletar dados e informações sobre o desenvolvimento do aluno e registrar suas necessidades e possibilidades.

Exercícios de revisão

Todos os capítulos de cada unidade terminam com uma série de exercícios de vestibulares que visam auxiliar o aluno na realização do exame de ingresso do Ensino Superior e dar prosseguimento aos estudos ou aperfeiçoar seu conhecimento para enfrentar o mercado de trabalho.

Compreendendo o mundo

É a seção que finaliza a unidade. Esta seção se propõe a concluir o tema central discutido ao longo dos capítulos, interligando-a com o tema da unidade seguinte.

3 Trabalho com textos

O trabalho com textos nas aulas de Química não deve se resumir apenas à apresentação e à exploração dos conteúdos específicos; recomenda-se explorar outros aspectos do texto – discursivos e textuais. É preciso estimular os alunos para a leitura e a interpretação, levando-os a compreender os fenômenos abordados, bem como discuti-los. Nesta coleção, foram selecionados vários textos sobre assuntos atuais para promover a reflexão, contribuindo com a formação de leitores críticos e reflexivos.

Sugere-se, por exemplo, que a leitura desses textos seja feita em voz alta, com leitores (alunos) intercalados (cada aluno lendo um parágrafo). O objetivo é ajudá-los a desenvolver a expressão oral e estimular sua atenção. Após a leitura de cada parágrafo, sugere-se que o professor peça a eles que exponham o que foi entendido para que as dúvidas sejam esclarecidas.

Nesse ponto, deve-se tomar o cuidado de não expor ao constrangimento alunos de personalidade muito tímida, para os quais ler em público se tornaria um verdadeiro “martírio”. Se o professor perceber que entre seus alunos há algum(ns) nessa situação, pode solicitar voluntários para a leitura e estimular a participação do(s) aluno(s) tímido(s) de outra maneira, de modo que se respeite sua individualidade.

Outra forma de ler o texto com os alunos, tornando a leitura significativa, é contextualizar a situação de produção, ou seja, explorar/apresentar quem é o autor do texto, a quem ele se dirige, ou seja, quem é o público-alvo, quando e onde o texto foi escrito, onde foi publicado e com que finalidade; quais os recursos discursivos que ajudam a compreender as principais ideias veiculadas no texto e os efeitos de sentido delas decorrentes.

Uma terceira opção é trabalhar os “articuladores textuais”, com o objetivo de levar o aluno a perceber o encadeamento dos enunciados e as relações lógico-semânticas por eles estabelecidos.

“Tais articuladores podem relacionar elementos de conteúdo, ou seja, situar os estados de coisas de que o enunciado fala no espaço e/ou no tempo [exemplo: A primeira vez...; depois], bem como estabelecer entre eles relações de tipo lógico-semântico [exemplos: por causa, para, porque]; podem estabelecer relações entre dois ou mais atos de fala, exercendo funções enunciativas ou discurso-argumentativas [exemplos: ou, mas, isto é, portanto, ainda que, daí que, afinal, aliás]; e podem, ainda, desempenhar, no texto, funções de ordem metaenunciativa [exemplos: geograficamente, economicamente, evidentemente, aparentemente, infelizmente, desgraçadamente, curiosamente, mais uma vez, é indispensável, opcionalmente, sinceramente].

[...] Desta forma, [os articuladores] não apenas são responsáveis, em grande parte, pela coesão textual, como também por um grande número de indicações ou sinalizações destinadas a orientar a construção interacional do sentido.” KOCH, Ingedore G. V. *Desvendando os segredos do texto*. São Paulo: Cortez, 2002, p. 133-141.

Sobre o desenvolvimento dos conteúdos

A sequência em que os conteúdos foram distribuídos tem por objetivo levar o aluno a compreender como o conhecimento em Química é construído ao longo do tempo. Para isso, são trabalhados textos, enfatizando dúvidas, discutindo ideias (independentemente de estarem “certas” ou “erradas”).

Por exemplo, para aprender a teoria atômica e entender o modelo atômico de Dalton, é preciso primeiro conhecer as propriedades da matéria e as leis ponderais, ou seja, conhecer o que a teoria atômica procura explicar.

Optou-se em não utilizar fórmulas antes que o aluno saiba de onde vieram, como foram determinadas e como surgiu a necessidade de se empregarem símbolos e índices, por exemplo.

O aprendizado se inicia partindo do que está mais próximo da realidade, tomando consciência dos materiais à nossa volta, comparando suas propriedades e, paulatinamente, apresentando os conceitos de substância e de elemento químico ainda que de **forma rudimentar**, para mais adiante rever e reformular esses conceitos conforme surgem novas observações e descobertas científicas que justificam tais reformulações.

Dessa forma, é apresentada uma Química mais dinâmica, com erros e acertos, em constante evolução, e não algo pronto e acabado, rígido e autoritário, que entedia os alunos em vez de despertar interesse e curiosidade.

Construindo com os alunos uma base sólida de conhecimentos, o decorrer do curso, e principalmente a compreensão da Química aplicada ao dia a dia, poderá fluir mais facilmente e passará a fazer sentido.

5 Proposta metodológica

O avanço tecnológico que vem ocorrendo no mundo a cada dia tem mudado o cotidiano das pessoas. Com isso, o novo paradigma da educação é preparar indivíduos que possam pensar, agir e interagir com o mundo como cidadãos.

Segundo os Parâmetros Curriculares Nacionais (PCN) de Ensino Médio (1999),

"O aprendizado de Química pelos alunos de Ensino Médio implica que eles compreendam as transformações químicas que ocorrem no mundo físico de forma abrangente e integrada e assim possam julgar com fundamentos as informações advindas da tradição cultural, da mídia e da própria escola e tomar decisões autonomamente, enquanto indivíduos e cidadãos. Esse aprendizado deve possibilitar ao aluno a compreensão tanto dos processos químicos em si quanto da construção de um conhecimento científico em estreita relação com as aplicações tecnológicas e suas implicações ambientais, sociais, políticas e econômicas. Tal a importância da presença da Química em um Ensino Médio compreendido na perspectiva de uma Educação Básica."

Para que esse aluno possa tomar decisões de forma crítica sobre as situações do dia a dia que poderão ser impostas, vários fatores são responsáveis pela sua formação, como o ambiente escolar, o currículo a ser adotado, a interação entre alunos e professores.

A escola deve ser um ambiente de formação e informação que possibilite ao aluno desenvolver todas as suas capacidades para compreender a realidade e participar em relações sociais de caráter político, social e cultural. O objetivo principal da escola é que seja um ambiente que também "aprenda a ensinar" (Proposta Curricular do Estado de São Paulo). Ou seja, a escola deve valorizar as atividades em grupos, a opinião do aluno, as discussões entre alunos e professores, contribuindo para o conhecimento coletivo.

O currículo apresenta um papel importante na formação do aluno. Ele corresponde à situação de aprendizagem e ensino decorrente das culturas em nível científico, artístico e humanístico. Esse currículo, de acordo com os PCN, deve capacitar o indivíduo para a realização das atividades dos três domínios da ação humana: a vida em sociedade, a atividade produtiva e a experiência subjetiva. Para que o aluno obtenha esses domínios da ação humana, é necessário que adquira competências e habilidades.

O quadro a seguir apresenta as competências e habilidades necessárias para o aprendizado da Química, de acordo com os PCN.

Competências	Habilidades
Representar Comunicar-se	• Descrever transformações químicas em linguagens discursivas. • Compreender a simbologia e os códigos da Química. • Traduzir a linguagem discursiva em linguagem simbólica e vice-versa. Utilizar a representação simbólica das transformações químicas e reconhecer suas modificações ao longo do tempo. • Traduzir a linguagem discursiva em outras linguagens usadas em Química: gráficos, tabelas e relações matemáticas. • Identificar fontes de informação e formas de obter dados relevantes para o conhecimento da Química.
Investigar Compreender	• Compreender e utilizar os conceitos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógico-empírica). • Compreender os fatos químicos numa visão macroscópica (lógico-formal). • Compreender dados quantitativos, estimativas e medidas, e relações proporcionais presentes na Química (raciocínio proporcional). • Reconhecer tendências e relações a partir de dados experimentais ou outros (classificação, seriação e correspondência em Química). • Selecionar e utilizar ideias e procedimentos científicos (leis, teorias, modelos) para a resolução de problemas qualitativos e quantitativos em Química, identificando e acompanhando as variáveis relevantes. • Reconhecer ou propor a investigação de um problema relacionado à Química, selecionando procedimentos experimentais pertinentes. • Desenvolver conexões hipotético-lógicas que possibilitem previsões acerca das transformações químicas.
Contextualizar	• Reconhecer o papel da Química nos sistemas produtivo, industrial e rural. • Reconhecer os limites éticos e morais envolvidos no desenvolvimento da Química e da tecnologia. • Reconhecer aspectos químicos na interação individual e coletiva do ser humano com o meio ambiente. • Reconhecer as relações entre desenvolvimento científico e tecnológico da Química e aspectos socioculturais.

As “competências são as modalidades estruturais da inteligência, ou melhor, ações e operações que utilizamos para estabelecer relações com e entre objetos, situações, fenômenos e pessoas que desejamos conhecer.

As habilidades decorrem das competências adquiridas e referem-se ao plano imediato do ‘saber fazer’. Por meio das ações e operações, as habilidades aperfeiçoam-se e articulam-se, possibilitando nova reorganização das competências.” (Inep)

O papel do professor nessa etapa de construção de conhecimentos, por meio das competências e habilidades adquiridas e aperfeiçoadas pelo aluno, é de extrema importância. Ele será um articulador de estímulos à aprendizagem do aluno.

Para que o aprendizado não seja segmentado e muitas vezes distante das outras áreas, um dos objetivos da proposta curricular é que se valorize o caráter interdisciplinar e contextualizado, estabelecendo conexões e inter-relações entre os diversos tipos de conhecimentos, proporcionando assim uma capacidade de resolver problemas e entender determinados fenômenos sobre vários pontos de vista.

Assim, a proposta desta coleção é proporcionar um aprendizado com todos os conteúdos relevantes da Química.

Para isso, são utilizadas ferramentas como textos jornalísticos, científicos, interdisciplinares, atividades contextualizadas, experimentos, curiosidades, visando que as contribuições geradas pelas discussões possam proporcionar ao aluno senso crítico, criativo e dinâmico.

6 Sugestão de planejamento

Considerando no mínimo oito meses de aula (quatro bimestres) e duas aulas de Química, por semana (o que se traduz na situação mais comum), teremos cerca de oito aulas de Química por mês.

- O volume 1 apresenta um total de 19 capítulos, além do capítulo de introdução que sugerimos que não seja postergado.
- O volume 2 apresenta 18 capítulos.
- O volume 3 apresenta 18 capítulos.

Assim, podemos propor uma distribuição de conteúdos ao longo do ano de, em média, dois capítulos por mês, ou dois capítulos a cada oito aulas.

Observe na tabela na página seguinte uma sugestão de distribuição de conteúdos e o número de aulas previsto, em média, para cada assunto.

Note que algumas vezes o número de aulas propostas para os assuntos relacionados na tabela extrapola a quantidade de aulas no mês (supondo 8 aulas/mês), porém outros assuntos podem ser tratados satisfatoriamente em um número menor de aulas, de modo a compensar o déficit.

As atividades experimentais, as atividades em grupo e os debates relacionados ao tema fazem parte do processo de aquisição do conteúdo e devem ser incorporados às aulas regulares.

Observe que no livro do aluno são intercalados textos de curiosidades e indicações de *sites*, em que poderão ser obtidas mais informações sobre os assuntos.

Isso foi feito para estimular o aluno a ler e a estudar sozinho por meio do livro e, dessa forma, adquirir autonomia – qualidade que deve ser sempre incentivada pelo professor por ser fundamental para o aluno que ingressa cedo no mercado de trabalho.

Muitos só adquirem essa autonomia ao cursar uma faculdade, mas, se for considerado que boa parte dos alunos não vão ingressar no Ensino Superior, é preciso concordar que ela deve ser assimilada agora, no Ensino Médio, porque o mercado de trabalho exige isso.

Outro recurso do qual se lança mão para atingir esse objetivo é a utilização de tamanho de letras e espaçamento proporcionais, imagens e ilustrações, evitando, dessa maneira, que o ato de ler se torne cansativo, principalmente para o aluno que não tem esse hábito regularmente.

No decorrer deste manual, no detalhamento de cada capítulo, há sugestões de conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos no caso de não haver tempo suficiente para trabalhar todos os conteúdos do livro. Também são sugeridas, atividades extras e formas de se trabalhar conteúdos.

Note, porém, que são apenas sugestões, porque, tão importante quanto desenvolver a autonomia do aluno é respeitar a autonomia do professor em sala de aula.

Sugestão de distribuição do conteúdo

	Volume 1	Volume 2	Volume 3
Março	Introdução (1 aula) Grandezas físicas (3 aulas) Estados de agregação da matéria (2 aulas)	Teoria cinética dos gases (3 aulas) Equação geral dos gases (2 aulas) Misturas gasosas (2 aulas)	Conceitos básicos (3 aulas) Nomenclatura (2 aulas) Hidrocarbonetos (2 aulas)
Abril	Propriedades da matéria (2 aulas) Substâncias e misturas (3 aulas) Separação de misturas (2 aulas)	Cálculo estequiométrico (3 aulas) Expressões físicas de concentração (3 aulas) Concentração em quantidade de matéria (3 aulas)	Petróleo, hulha e madeira (4 aulas) Haletos orgânicos (3 aulas)
Maio	Reações químicas (2 aulas) Átomos e moléculas (2 aulas) Notações químicas (5 aulas)	Misturas de soluções (3 aulas) Propriedades coligativas (2 aulas)	Funções oxigenadas (5 aulas) Funções nitrogenadas (3 aulas) Isomeria constitucional (4 aulas)
Junho	Alotropia (2 aulas) Eletricidade e radioatividade (3 aulas)	Reações endotérmicas e exotérmicas (4 aulas) Cálculos de variação de entalpia (4 aulas)	Reações de substituição (4 aulas) Reações de adição (3 aulas)
Agosto	Evolução dos modelos atômicos (3 aulas) Modelo básico do átomo (2 aulas) Tabela periódica (3 aulas)	Cinética química (4 aulas) Equilíbrio dinâmico (4 aulas)	Outras reações orgânicas (3 aulas) Polímeros sintéticos (3 aulas)
Setembro	Ligações covalentes (4 aulas) Forças intermoleculares (2 aulas)	Deslocamento de equilíbrios (3 aulas) Equilíbrios iônicos (3 aulas)	Introdução à Bioquímica (3 aulas) Lipídios (3 aulas)
Outubro	Compostos orgânicos (4 aulas) Ligação iônica (4 aulas)	Produto iônico da água e KPS (3 aulas) Pilhas e baterias (6 aulas)	Carboidratos (3 aulas) Proteínas (3 aulas)
Novembro	Compostos inorgânicos (4 aulas) Metais oxirredução (3 aulas)	Eletrólise com eletrodos inertes (3 aulas) Eletrólise com eletrodos ativos (3 aulas)	Leis da radioatividade (4 aulas) Energia nuclear (3 aulas)

7 Avaliação

Avaliar o aluno não é verificar seu fracasso ou sucesso no ensino. “Avaliar é melhorar o desempenho dos alunos, é verificar a atuação do professor e dar mais eficiência à instituição escolar para que alcance seus objetivos.” (Fini, 2007)

Segundo os PCN, avaliar significa verificar se o ensino cumpriu com sua finalidade: a de fazer aprender. Para aprimorar e verificar as aptidões dos alunos é fundamental a utilização de diferentes códigos, como o verbal, o escrito, o gráfico, o numérico.

No ensino de Química é importante que sejam valorizadas a compreensão e a aplicação dos conteúdos estudados, e não a memorização de fórmulas, gráficos, fila de eletronegatividade, nome de compostos, entre outros. O professor pode realizar essa avaliação por meio dos seguintes critérios:

- Os temas das unidades referentes aos volumes da coleção podem ser utilizados como objetos de pesquisa de forma individual ou coletiva. O professor pode dar um tema a cada grupo ou escolher um tema específico, dividindo-o por assuntos para os grupos que são formados.
- A participação oral pode ser utilizada também como observação do aprendizado, por exemplo, nas discussões de algum tema ou na apresentação de seminários. É importante que, neste momento, o professor registre em algum documento (diário, tabela, gráficos) a participação desse aluno, verificando assim se houve uma progressão em seu aprendizado ou se existem lacunas ou conceitos malformados pelos alunos.

- Durante a realização de experimentos, que podem ser feitos pelo professor ou até em grupos, pelos alunos na própria sala de aula ou laboratório. A atividade experimental deve ser encarada como um processo de avaliação da aprendizagem dos alunos, além da motivação. A avaliação por meio da experimentação pode ser ricamente explorada nos aspectos conceituais (se os alunos compreenderam os conceitos ou conseguem resolver problemas por meio de experimentos), procedimentais (se os alunos são capazes de efetuar procedimentos) e atitudinais (como os alunos se relacionam nos grupos).
- Na produção de textos sobre algum assunto que foi proposto e discutido em sala de aula, por exemplo, analisar criticamente as implicações ambientais, sociais e econômicas dos processos de utilização do uso da energia nuclear. O professor pode aplicar algumas perguntas ou fornecer textos de caráter jornalístico ou científico para verificar a produção escrita de seus alunos.
- Na capacidade do aluno em responder questões sobre conteúdos que foram discutidos e trabalhados em sala de aula de forma individual e em grupo. Essas questões podem ser sobre conteúdos abordados, interpretação de textos, atividades experimentais, tabelas, gráficos, elaboração de textos, por meio da linguagem simbólica e discursiva da Química, etc. As questões sugeridas na coleção também podem ser utilizadas para essa finalidade.
- Na mudança comportamental dos alunos mediante os conhecimentos adquiridos e incorporados em atitudes e valores. Por meio das avaliações, é possível verificar se o aluno:
- Adquiriu o conhecimento desejado sobre o assunto que foi desenvolvido;
- Se ele participou ativamente dos procedimentos que foram propostos para a aquisição desse conteúdo;
- Se o conhecimento foi assimilado a ponto de influenciar positivamente nas atitudes dele em seu dia a dia, na sala de aula e na sua comunidade.

Dessa forma, "as 'provas' podem ser inseridas no processo de avaliação com o objetivo de trazer mais um dado ao professor e ao aluno sobre o que foi apreendido e como os alunos procuram solucionar problemas apresentados pelo professor. Assim, as 'provas' podem ser mais um, e não o único instrumento de avaliação para o replanejamento do ensino." (PCNEM+).

8 Recurso alternativo: mapas conceituais

Uma ferramenta versátil que sugerimos ao professor para adotar em suas aulas, caso tenha interesse, são os mapas conceituais.

Mapas conceituais são ferramentas na forma de diagramas que indicam relações entre diferentes conceitos (ideias) representados por palavras. As relações estão demonstradas por meio de conexões explicativas, representadas por setas que indicam a existência de uma relação entre dois ou mais conceitos. Cada seta é acompanhada de uma palavra, ou frase, que explica a relação entre os conceitos conectados, chamada de frase de ligação (Novak e Cañas, 2008). A unidade formada por dois conceitos unidos por uma frase (termo) de ligação é denominada proposição (Moreira e Buchweitz, 1993). O esquema a seguir é um exemplo de proposição:

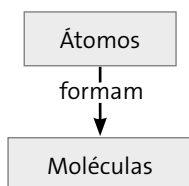



Figura 1: Exemplo de proposição. Disponível em: <http://quimimoreira.net/>. Acesso em: 9 maio 2011.

Nesse exemplo temos dois conceitos (átomos e moléculas) conectados por um termo de ligação que é "formam".

Esses mapas são considerados representações concisas da estrutura conceitual do assunto a ser ensinado e, como tal, provavelmente, facilitam a aprendizagem dessas estruturas (Moreira, 1988).

O mapeamento conceitual é uma técnica muito flexível e, em razão disso, pode ser usado em diversas situações, para diferentes finalidades: instrumento de análise do currículo, técnica didática, recurso de aprendizagem, meio de avaliação, entre outros (Moreira e Buchweitz, 1993). Tendo em vista sua natureza e sua capacidade de representação, mapas conceituais podem ser usados para mostrar relações significativas entre conceitos ensinados em uma única aula, em uma unidade de estudo ou em um curso inteiro. Trata-se, portanto, de um instrumento capaz de evidenciar significados atribuídos a conceitos e relações entre eles no contexto de um corpo de conhecimentos. No entanto, mapas conceituais não são autoinstrutivos, ou seja, sua leitura pode ser idiossincrática (maneira particular de como a pessoa vê) e quem faz um mapa conceitual deve ser capaz de explicá-lo (Moreira, 1988 e Novak, 1990).

Esses mapas conceituais podem ser feitos pela forma escrita ou com o uso do *software* CmapTools, disponível de forma gratuita no *site* <http://cmap.ihmc.us/conceptmap.html> e desenvolvido pelo Institute for Human Machine Cognition da University of West Florida. Este programa computacional possibilita a criação de mapas conceituais, permitindo ao usuário compartilhar e modificar os mapas que foram criados em algum lugar da rede, pela internet, intranet, etc.

Na figura 2, é apresentado um exemplo de mapa conceitual.

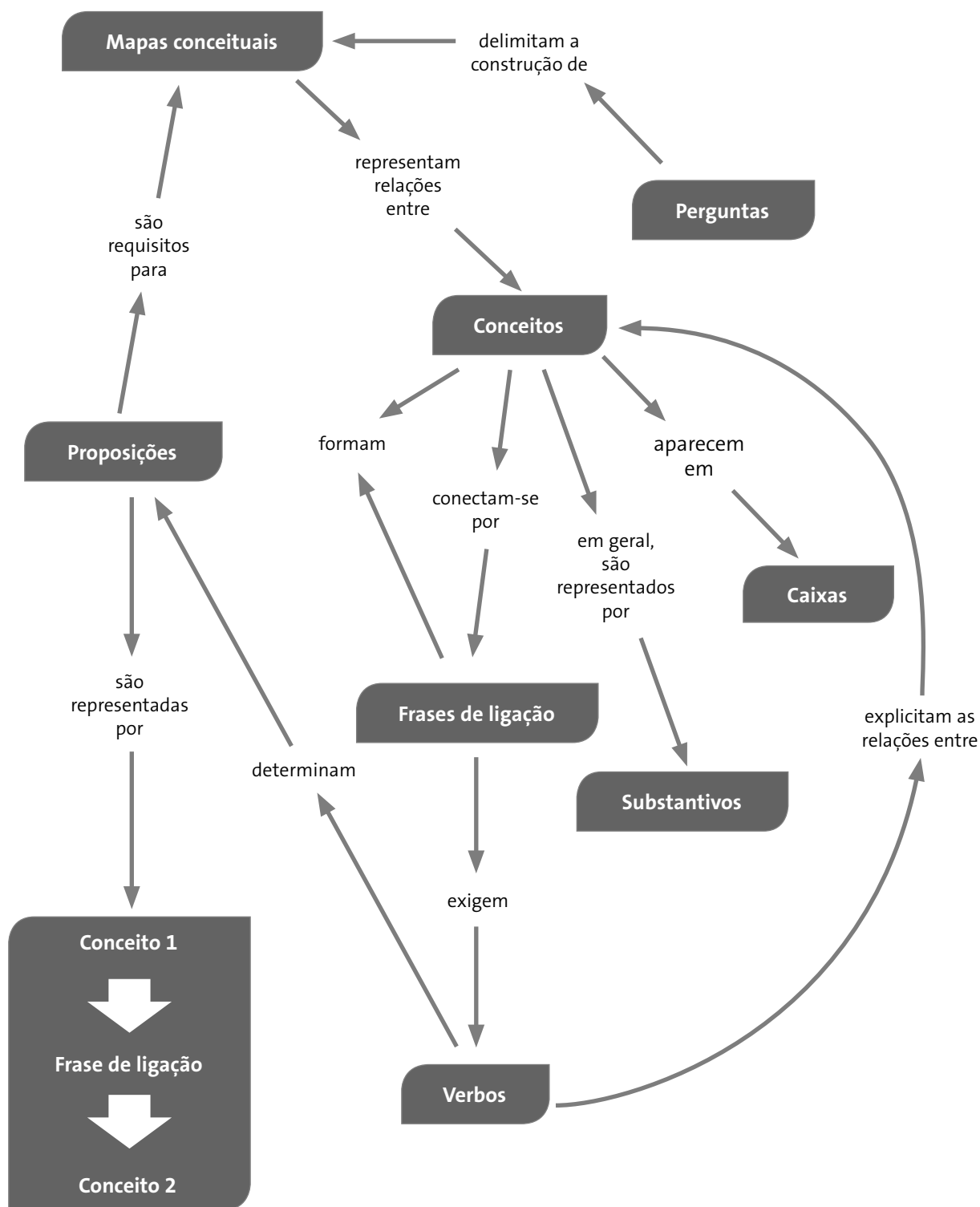



Figura 2: Exemplo de um mapa conceitual. Disponível em: <www.mapasconceituais.cap.ufrgs.br/mapas.php>. Acesso em: 9 maio 2011.

É possível encontrar exemplos interessantes de mapas conceituais criados no *software* CmapTools, como o mapa sobre o tema de ligações químicas (<http://cmapspublic.ihmc.us/rid=1164662725718_1024620024_6191/Mapas%20conceituais.cmap>. Acesso em: 18 abr. 2010).

E também mapas conceituais feitos à mão para verificar o conhecimento prévio dos alunos, disponível em <http://quimimoreira.net/cmaptools.pdf>. Acesso em: 18 abr. 2010.

Materiais didáticos digitais

"Desde tempos remotos, o ser humano tem se defrontado com a necessidade de criar ferramentas com propósitos diversos, sendo o principal deles, possivelmente, o de facilitar a sua vida. Os computadores, essas valiosas ferramentas do nosso tempo, tão presentes e necessários no nosso dia a dia, não parecem ter a mesma presença no cotidiano das escolas, apesar de todo o seu potencial.

Sabemos que as escolas brasileiras enfrentam muitos problemas, para cuja resolução a ação do professor é fundamental. E isso se aplica também ao uso efetivo de computadores no ensino. Não se trata de nós, professores, ensinarmos nossos alunos a usar os computadores, a navegar na internet ou a usar aplicativos – como editores de texto ou planilhas. Isso eles já sabem (melhor que nós, geralmente) ou podem aprender de maneira autônoma, sem a nossa ajuda. Lembremos que nossos alunos são o que se convencionou chamar de **nativos digitais** – crianças e adolescentes que nasceram em um mundo imerso em tecnologia.

Mesmo que – por condições sociais, geográficas ou culturais – esses alunos não tenham pleno acesso a computadores e internet em suas casas, o mundo no qual eles vivem propicia uma série de oportunidades para que tenham contato com a tecnologia e para que esta venha a fazer parte de suas vidas, como aconteceu com o rádio e a TV para outras gerações. Grande parte de nós, professores, pertence ao grupo que se denomina **imigrantes digitais** – nascemos em uma época em que os computadores não eram onipresentes e tivemos contato com essas tecnologias depois do nosso processo de letramento. De maneira similar as pessoas que imigram para outro país, podemos até dominar a "linguagem" do mundo digital, mas, para nós, ela não é nativa.

E o que esperam os nativos digitais de nós, imigrantes digitais, como seus professores? Na verdade, o que sempre esperaram: que os ensinemos dentro de nossas áreas de conhecimento, mas preferencialmente na "linguagem" que lhes é familiar. E de que maneira podemos nos comunicar nessa "linguagem" que não é familiar – e por vezes, nem mesmo amigável – para muitos de nós?

Uma questão que logo nos vem à mente é: para que fazer isso? Por que razões utilizar computadores em sala de aula? Podemos listar algumas das (muitas) razões:

- **Motivação**: o uso de computadores em si não garante uma motivação maior dos alunos. Esse uso deve ser cuidadosamente planejado e estar em sincronia com as demais atividades da disciplina. Em outras palavras, levar os alunos para a sala de computadores para atividades genéricas, sem foco, como "fazer pesquisas na internet", costuma ter pouca ou nenhuma eficácia. Entretanto, o uso de computadores com objetivos bem claros e diretamente associados aos tópicos do plano de ensino tende a ser uma atividade motivadora e com um bom potencial de impacto no aprendizado dos alunos.
- **Novas possibilidades de experimentos**: há muitos casos de atividades que requerem recursos específicos (como laboratórios de experimentos), ou que trazem algum tipo de risco (é o caso de algumas atividades de Química e Biologia, por exemplo) e que poderiam ser realizadas com simuladores virtuais, com segurança e sem custo. Há ainda atividades que não poderiam ser executadas em condições normais, para as quais distintas ferramentas computacionais podem ser usadas.
- **Aprendizagem autônoma**: os alunos podem desenvolver atividades fora do horário de aula com as ferramentas aprendidas com o professor, ou mesmo outras ferramentas buscadas e encontradas por eles na internet.

Dessa maneira, os recursos digitais trazem um conjunto de novas possibilidades ao professor por proporcionar situações didáticas diferenciadas, que, de outro modo, não poderiam ser implementadas em sala de aula. Tais recursos não vêm substituir o material didático tradicional: muito pelo contrário, sua função é complementar o material já comumente utilizado pelo professor, ampliando as possibilidades do fazer docente.

E que recursos existem para ser usados? Há vários tipos de recursos, cada um com uma série de possibilidades didáticas. O Ministério da Educação entende por recursos digitais "vídeos, imagens, áudios, textos, gráficos, tabelas, tutoriais, aplicações, mapas, jogos educacionais, animações, infográficos, páginas da *web* e outros elementos". Eles podem ser assim classificados:

- **Livros digitais ou *e-books***: são versões digitais de livros em papel, ou de obras completas pensadas para o formato digital. Podem ser estáticos (como os livros em papel, contêm textos e imagens) ou dinâmicos (podem incluir vídeos, animações, simulações ou qualquer outro conteúdo dito multimídia – ou seja, que agrega várias "mídias", ou formas de representação da informação).
- ***Softwares* educacionais**: são programas de computador feitos especificamente para fins educacionais. Em sua maioria, necessitam de instalação nos computadores (o que não é – ou não deveria ser – exatamente um problema), mas muitos são planejados para utilização sob orientação do professor, visando um resultado de aprendizagem mais efetivo. Um exemplo gratuito desses *softwares* é o GeoGebra (para aprendizagem de Matemática; <www.geogebra.org>).
- **Objetos de aprendizagem**: na prática, correspondem a todo e qualquer elemento digital que possa ser usado e reutilizado em situações de aprendizagem – de um tex-

to em PDF ou um conjunto de *slides* a um simulador virtual, incluindo nessa definição também animações, vídeos, jogos digitais e outros tipos de recursos. Apesar de vários desses objetos serem encontrados de maneira simples por meio de buscadores da internet, existem repositórios deles, que fornecem mais informações (chamadas "metadados") sobre cada um, como autores, público-alvo, sugestões de uso, etc. Em âmbito nacional, o MEC mantém o Banco Internacional de Objetos Educacionais (BIOE; <objetoseducacionais2.mec.gov.br>, acesso em: 8 mar. 2013.), vasto repositório com grande variedade de objetos de aprendizagem.

- **Recursos educacionais abertos:** seguem a mesma linha dos objetos de aprendizagem, com a ressalva de que os elementos, além de utilizados e reutilizados, podem também ser modificados e adaptados livremente. O *site* <rea.net.br> traz uma série de informações a respeito.

Porém, que tipos de computadores são necessários para trabalhar com esses elementos? Muitos deles encontram-se disponíveis para uma variedade de dispositivos, desde computadores *desktop* (de mesa) e *notebooks* a *tablets* e *smartphones*. Já alguns *softwares* educativos apresentam algumas exigências técnicas para instalação (tipo específico de sistema operacional, quantidade mínima de memória no computador, etc.), enquanto alguns objetos de aprendizagem necessitam que determinados *plugins* (programas adicionais) estejam instalados.

Equipamentos e programas, entretanto, nada mais são do que ferramentas. E, como foi dito no início deste texto, ferramentas são criadas com o intuito de facilitar o nosso dia a dia. Assim, mais importantes que as ferramentas são as pessoas que irão utilizá-las: os professores dispostos a ressignificar o seu papel como formadores de cidadãos plenamente aptos a tirar proveito das tecnologias de nosso tempo; e os alunos, que poderão manejá-los como veículos de informação, interação social, entretenimento e aprimoramento intelectual."

Ismar Frango Silveira Coordenador da
CEIE – Comissão Especial de Informática na
Educação SBC – Sociedade Brasileira de Computação

10 Referências bibliográficas

ALARCÃO, Isabel. *Professores reflexivos em escola reflexiva*. São Paulo: Cortez, 2003.

ALMEIDA, Eduardo Santos e outros. *A visão dos alunos do Ensino Fundamental e do Ensino Médio sobre o profissional de Química*. Disponível em: <www.cienciamao.if.usp.br/tudo/exibir.php?midia=eneq&cod=_avisaodosalunosdoensinofundamentaledoensinomedios>. Acesso em: 8 mar. 2013.

ALMEIDA, Elba Cristina S. e outros. *Contextualização do ensino de Química*: motivando alunos de Ensino Médio. Disponível em: <www.prac.ufpb.br/anais/xenex_xienid/x_enex/ANAIS/Area4/4CCENDQPEX01.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

Ministério da Educação. Secretaria de Educação Média e Tecnológica. *Parâmetros Curriculares do Ensino Médio*. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/blegais.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

_______. *Parâmetros Curriculares Nacionais do Ensino Médio* – Conhecimentos de Química. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/ciencian.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

GOMES, Suzana dos Santos. *Prática docente e de avaliação formativa*: a construção de uma pedagogia plural e diferenciada – FAE/UFMG. Disponível em: <www.anped.org.br/reunioes/26/trabalhos/suzanadossantosgomes.rtf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

KOCH, Ingedore. *Desvendando os segredos do texto*. São Paulo: Cortez, 2002.

MOREIRA, M. A.; BUCHWEITZ, B. Novas estratégias de ensino e aprendizagem: os mapas conceituais e o vê epistemológico. *Lisboa*: Plátano Edições Técnicas, 1993. Disponível em: <http://cmap.ihmc.us/conceptmap.html>. Acesso em: 8 mar. 2013.

NOVAK, J. D.; CAÑAS, A. J. The Theory Underlying Concept Maps and How to Construct Them. Technical Report IHMC CmapTools, jan. 2006. Rev. Florida Institute for Human and Machine Cognition, jan. 2008. Disponível em: <http://cmap.ihmc.us/Publications/ResearchPapers/TheoryUnderlyingConceptMaps.pdf>; <http://ihmc.us> Acesso em: 8 mar. 2013.

Revista São Paulo faz escola. Edição especial da proposta curricular, 2008.

Secretaria da Educação. *Proposta Curricular do Estado de São Paulo*: Química. In: FINI, Maria Inês (Coord.). São Paulo, 2008.

Capítulo a capítulo em sala de aula

Introdução

Este capítulo apresenta uma breve definição sobre a Química e suas possíveis implicações na sociedade.

Objetivos

Definir a Química e reconhecer o seu papel na sociedade.

Produzir textos a partir de temas correlacionados à Química.

Contextualizar e analisar o papel da Química na sociedade pelas suas implicações sociais, culturais e tecnológicas.

Identificar transformações de ideias e termos científico-tecnológicos ao longo de diferentes épocas e entre diferentes culturas.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Importância e definição de Química.

Papel do químico.

"Química boa" × "Química ruim".

Comentários e sugestões

O objetivo deste primeiro capítulo é definir Química, mostrar o que essa Ciência estuda, onde ela está inserida e a sua importância.

É interessante enfatizar nesta aula a importância da Química e seu caráter interdisciplinar. Você pode utilizar como exemplo o estudo para criação de um medicamento, pois envolve várias áreas do conhecimento, como Biologia, Farmácia, Química, Biomedicina, entre outras.

Proponha uma discussão sobre o papel da Química valorizando a opinião individual dos alunos. Com isso, você pode conduzir sua aula enfatizando o contraponto para possíveis ideias que os alunos apresentem, tais como "a Química se resume ao laboratório", "químico só trabalha em laboratório", "produto bom não tem química", "Química é sinônimo de poluição". O resultado desta aula poderá ser verificado com a solicitação de produção de textos pelos alunos, relacionando a presença da Química no cotidiano.

Além disso, é importante que o aluno entenda que aprender Química pode ajudá-lo a exercer melhor a cidadania (aliás, todo e qualquer conhecimento ajuda nessa empreitada). Relembre-os de que ser cidadão é ter consciência plena de seus direitos e deveres. Direito à vida, à liberdade, à propriedade, à igualdade, à dignidade, à justiça, à saúde, à educação, à alimentação, ao trabalho, à utilização de bens e serviços proporcionados pelo desenvolvimento tecnológico, a direitos civis, políticos e sociais. E deveres com a coletividade, com o meio ambiente, com a nação e com o Estado, contribuindo para que tudo funcione da melhor forma possível.

Uma sugestão para introduzir o curso de Química e conhecer melhor seus alunos é pedir aos alunos que respondam em uma folha às seguintes questões, considerando apenas sua experiência pessoal com alimentação, saúde, meios de transporte, saneamento básico e as informações que recebe via jornais e televisão.

1. Com base no texto da página 10 e em tudo o que você já ouviu dizer sobre o assunto, formule a sua definição pessoal sobre o que é Química.
2. Qual o objeto de estudo da Química, ou melhor, o que você acredita que vai aprender nas aulas de Química?
3. A Química está relacionada ao seu dia a dia? De que forma? Cite exemplos.
4. O que você entende por cidadania? Você acredita que aprender Química vai ajudá-lo a exercer melhor sua cidadania?
5. A Química afeta o ser humano e o meio ambiente de maneira predominantemente positiva ou negativa?
6. A Química é essencialmente natural ou artificial (criada pelo ser humano)?
7. Investigue o material que foi utilizado na construção de sua casa (ou prédio).
8. Investigue também o material utilizado na fabricação de um veículo automotivo.
9. Cite exemplos de produtos (de limpeza, de higiene pessoal, alimentícios, farmacêuticos) que você utiliza em seu dia a dia. Você sabe do que são feitos?
10. Cite um item que você considera o principal de sua casa, sem o qual não sobreviveria. A Química está relacionada a esse item de alguma forma?
11. A maior parte dos materiais e produtos com os quais você convive (ou utiliza diariamente) foi obtida diretamente da natureza ou precisou sofrer alguma transformação (processo químico) antes de ser utilizada?
12. Você já ouviu falar que devemos embrulhar as bananas verdes em um jornal quando queremos que elas amadureçam mais rapidamente? Por que isso acontece? (Se possível, acesse: <http://webeduc.mec.gov.br/portaldoprofessor/quimica/cd3/conteudo/aulas/1_aula/recursos/12306/12306.htm>. Acesso em: 08 mar. 2013.)
13. Você sabe dizer de que maneira a Química se relaciona com outras ciências, como a Matemática, a Física, a Biologia, a História, a Geografia e a Política? (Se não conseguir responder agora, fique atento às aulas ao longo do ano, pois no final do livro retomaremos essa pergunta.)

Após um tempo estipulado (25 minutos, por exemplo) recolha as folhas, comente as questões, leia algumas respostas aleatoriamente sem indicar o autor, fale sobre os objetivos e a importância do curso de Química na vida do aluno.

Guarde as folhas e, no final do ano, repita o questionário. Quando todos acabarem, devolva a cada aluno a folha com o que ele escreveu no primeiro dia de aula, para que ele possa comparar as respostas formuladas na época com as que ele escreveu agora e, assim, fazer uma autoavaliação de seu aprendizado.

Como se tratam de questões de reflexão, não existem respostas certas ou erradas. A seguir, damos apenas sugestões resumidas.

1), 2) e 3) Respostas pessoais.

4) Ser cidadão é ter consciência plena de seus direitos e deveres. Direito à vida, à liberdade, à propriedade, à igualdade, à dignidade, à justiça, à saúde, à educação, à alimentação, ao trabalho, à utilização de bens e serviços proporcionados pelo desenvolvimento tecnológico a direitos civis, políticos e sociais. E deveres com a coletividade, com o meio ambiente, com a nação e com o Estado, contribuindo para que tudo funcione da melhor forma possível.

Sim. Aprender Química pode nos ajudar a exercer melhor nossa cidadania (aliás, todo e qualquer conhecimento ajuda nessa empreitada).

Observação: Para esclarecer e fortalecer a compreensão e a importância da expressão "exercer a cidadania", sugerimos a leitura do seguinte texto – logo no primeiro dia de aula – com os alunos em classe.

"[...]

Os direitos que temos não nos foram conferidos, mas conquistados. Muitas vezes compreendemos os direitos como uma concessão, um favor de quem está em cima para os que estão embaixo. Contudo, a cidadania não nos é dada, ela é construída e conquistada a partir da nossa capacidade de organização, participação e intervenção social.

A cidadania não surge do nada como um toque de mágica, nem tão pouco a simples conquista legal de alguns direitos significa a realização destes direitos. É necessário que o cidadão participe, seja ativo, faça valer os seus direitos. Simplesmente porque existe o Código do Consumidor, automaticamente deixarão de existir os desrespeitos aos direitos do consumidor ou então estes direitos se tornarão efetivos? Não! Se o cidadão não se apropriar desses direitos fazendo-os valer, esses serão letra morta, ficarão só no papel.

Construir cidadania é também construir novas relações e consciências. [...]. A cidadania deve ser perpassada por temáticas como a solidariedade, a democracia, os direitos humanos, a ecologia, a ética.

A cidadania é tarefa que não termina. A cidadania não é como um dever de casa, onde faço a minha parte, apresento e pronto, acabou. Enquanto seres inacabados que somos, sempre estaremos buscando, descobrindo, criando e tomando consciência mais ampla dos direitos. Nunca poderemos chegar e entregar a tarefa pronta, pois novos desafios na vida social surgirão, demandando novas conquistas e, portanto, mais cidadania."

Centro de Mídia Independente. Disponível em: <www.midiaindependente.org/pt/blue/2005/09/329060.shtml>. Acesso em: 8 mar. 2013.

5) Das duas maneiras; depende da forma como o ser humano utiliza a Química.

6) A Química ocorre das duas formas, naturalmente e artificialmente.

7) Tijolo, cimento, pedra, areia, cal, ferro galvanizado, madeira, etc.

8) Borracha, metais (ferro, alumínio), fibras (de vidro, de carbono), tintas, fluidos, etc.

9) Roupas (algodão, náilon, lã, poliéster), calçados (couro natural, couro sintético, plástico, borracha), produtos de higiene (água, óleos, tensoativos, perfumes, essências, corantes, etc.), produtos alimentícios (farinha, açúcar, gordura vegetal hidrogenada, ovos, leite, etc.), papel (celulose, madeira), caneta (plástico, metal, tinta, etc.).

10) A água. A água é a matéria mais abundante em nosso planeta. Estima-se o volume de água na Terra em aproximadamente 1,7 bilhão de km^3, mas apenas uma pequena parte desse volume é potável e está próximo aos centros urbanos. Sem tratamentos químicos, seria impossível assegurar à população o abastecimento de água. É por meio de processos químicos que a água imprópria ao consumo é transformada em água potável.

11) Em geral, a matéria-prima é obtida da natureza e sofre várias transformações que dão origem ao produto final.

12) Ao embrulhar as bananas verdes em jornal, impedimos que o gás etileno liberado pelas frutas se disperse no meio ambiente e, deixando as frutas expostas a esse gás, fazemos com que elas amadureçam mais rapidamente.

13) **Matemática:** a Química utiliza cálculos matemáticos para prever a quantidade de matéria-prima necessária para obter determinada quantidade de produto final desejado e também para mensurar algumas propriedades químicas da matéria (como o pH, por exemplo).

Física: a Química utiliza vários conceitos da Física, como massa, volume, densidade, energia, temperatura, calor, pressão, para caracterizar uma espécie de matéria e determinar suas propriedades e as condições necessárias para que a matéria sofra uma transformação.

Biologia: a Química e a Biologia estão intimamente relacionadas. Tanto a vida como a morte ocorrem à custa de inúmeros processos químicos. Conhecer esses processos é vital para prolongar a vida com a qualidade que desejamos.

História: são vários os exemplos em que a descoberta de um novo material ou de um processo que torne viável o uso de determinado material mudou o curso da História da humanidade. Basta ver, por exemplo, que muitos historiadores explicam a evolução do ser humano citando materiais: idade da pedra, da pedra lascada, do bronze, do ferro, do plástico, etc.

Geografia: os recursos minerais e hídricos e o clima de uma região normalmente definem o tipo de indústria química que será construída no local, e o modo como essa indústria lida com os seus rejeitos e com o meio ambiente pode definir o impacto ambiental nas redondezas e até em regiões a quilômetros de distância, uma vez que os poluentes viajam pelo ar e pela água.

Filosofia: as primeiras tentativas de explicar a origem da matéria foram feitas por filósofos. A teoria da matéria descontínua (Demócrito e Leucipo) não foi aceita. Por muito tempo prevaleceu a teoria da matéria contínua de Aristóteles, e isso direcionou toda pesquisa relacionada à transformação da matéria na Idade Média.

Língua Portuguesa: a transmissão do conhecimento químico depende da utilização correta da nossa língua. Aprender a se expressar corretamente para explicar uma ideia, uma hipótese, uma teoria, o resultado de um experimento é fundamental para o desenvolvimento da Química e das demais ciências.

Política: as decisões políticas afetam diretamente a História da humanidade e também o curso que o desenvolvimento da Química vai tomar. A Política define o tipo de indústria a ser instalada no local, as leis de proteção ao meio ambiente que tal indústria deverá seguir (inclusive prevendo punições para o caso de essas leis não serem seguidas), o tipo de usina de produção de energia elétrica que será instalado (termelétrica a carvão, termelétrica a biomassa, termonuclear, etc.).

Exercícios de revisão

1. Sugestão: Como vimos, a Química está também relacionada às necessidades básicas do ser humano (alimentação, vestuário, higiene, saúde, moradia, transporte). Não é algo artificial, que somente polui e causa doenças. Esse preconceito existe devido à forma como os meios de comunicação trabalham o tema e, muitas vezes, como as autoridades tratam o assunto fazendo da Química um “bode expiatório” para a falta de políticas públicas no que diz respeito ao ambiente.

2. O processo de reciclagem das fibras e do alumínio/polietileno que compõem a embalagem começa nas fábricas de papel, em um equipamento chamado “hidrapulper”, semelhante a um liquidificador gigante. Durante a agitação do material com água, as fibras são hidratadas, isto é, absorvem água, separando-se das camadas de alumínio/polietileno. Em seguida, são lavadas e purificadas. Após a purificação, podem ser usadas para a produção de papel reciclado utilizado na confecção de caixas de papelão, por exemplo.
O material restante, composto de alumínio/polietileno, pode ser destinado às fábricas de processamento de plástico e reciclado por um processo chamado termo injeção, ou um processo de rotomoldagem, pelos quais este material pode ser usado para produzir peças plásticas, como cabos de pá, canetas, réguas, coletores, paletes e outros.
A reciclagem para produção de placas e telhas parte da trituração das camadas de polietileno/alumínio, que são depois prensadas com aquecimento. Essas placas podem ser utilizadas para produção de móveis e telhas.

3. Alternativa C.
Observe que essa é a primeira vez que aparece um **gráfico** no livro. Aproveite para falar com os alunos sobre a importância de aprender corretamente a leitura e a interpretação de gráficos.
No caso, trata-se de um gráfico de barras em que determinados eventos ou situações são expostos no eixo **x** (horizontal) para mostrar como variam em função de um mesmo parâmetro colocado no eixo **y** (vertical).
No eixo **x** (horizontal) desse gráfico temos as seguintes situações: meios de transporte usuais com ocupações típicas e máximas. No eixo **y** (vertical), a energia consumida por passageiro, por km, em cada meio de transporte.
A análise do gráfico mostra claramente que a maior eficiência no uso de energia corresponde à menor energia consumida por passageiro por km. De acordo com o gráfico, os menores valores dessa energia consumida por passageiro e por km correspondem a ônibus, metrô e trem (nesta ordem) sempre com ocupação máxima.

4. Alternativa D.

a) A água subterrânea faz parte do ciclo da água, portanto encontra-se intimamente relacionada com fatores atmosféricos e climáticos, com o regime de águas superficiais de rios e lagos e com as nascentes.

b) Incorreto pela impossibilidade de que, ao misturar água dos mares (salgada) com águas de rios e lagos (doce), iria aumentar o volume de água doce nos pontos de captação. A água seria salobra.

c) A adaptação das populações ao consumo da água do mar seria extremamente onerosa na compra de equipamentos para dessalinização da água, tornando-a potável.

d) O grande problema está justamente na poluição e na exploração indiscriminada dos recursos naturais, destruindo nascentes e degradando rios e lagos. Aumentar a captação da água das chuvas é uma medida viável e econômica.

e) Desviar os resíduos municipais e das indústrias para os mares iria desencadear outro desequilíbrio ecológico

com relação à vida marinha e, ainda assim, não seria solução para a escassez de água potável.

Alternativa D é correta, porque propõe reduzir a poluição, otimizar o uso da água e aproveitar a água de chuva, propostas coerentes com a conservação do ambiente e com a melhor utilização da água doce.

5. Resposta pessoal.

O tema central desta primeira unidade é Mudanças climáticas. Foram selecionadas algumas notícias sobre eventos climáticos que ocorreram no Brasil nos últimos anos: furacão, tornados, secas severas, estiagens, enchentes, tempestades violentas. Esses eventos causaram tragédias e enormes perdas materiais, que eram incomuns, mas que estão se tornando cada vez mais frequentes, segundo se supõe, devido ao aquecimento global. A partir disso, foram levantadas algumas questões em relação às informações fornecidas nos textos para serem respondidas ao longo desta unidade.

6. Alternativa E.

Se 10 litros de óleo proveniente de frituras contaminam 10^7 litros de água potável, então 1 000 litros de óleo contaminam $100 \cdot 10^7 = 10^9$ litros de água potável por semana.

Resolução: Sendo x a quantidade, em litros, de água contaminada, nas condições dadas temos:

$\frac{x}{10^7} = \frac{10^3}{10}$, ou seja, $x = 10^9$

7. Alternativa D.

a) a perda da biodiversidade não é responsável pelos altos níveis de sal na água.

b) a seca dos rios não afetaria diretamente as lavouras que poderiam ser irrigadas, o problema está nos ventos salinos que ressecam a vegetação.

c) a falta de umidade interfere na produtividade das lavouras, mas não equivale ao aumento da quantidade de sal na água. Este efeito é resultado do sal transportado com o vento para este local.

d) o sal transportado pelo vento causa diminuição na produtividade da lavoura: o excesso de sal prejudica as plantas (resseca as folhas). A secagem dos rios implica em terra seca no local, o que dificulta ainda mais a agricultura; aumento da salinidade das águas: água salina não é boa para a agricultura (irrigação) e nem para o consumo humano; problemas de saúde: o sal trazido com o vento chega até as residências. A poeira de sal afeta diretamente a respiração, os olhos, e a salinização da água potável a torna imprópria para ser consumida.

e) a presença de herbicidas não influi na salinidade da água. A grande quantidade de poeira tóxica e sais trazidos pelo vento ocasionaram não somente a poluição da água, mas também a salinização dos solos e da água e inúmeros problemas de saúde para a população humana habitante da região do Mar de Aral.

8. Alternativa A.

A ética aparece como necessidade de se estabelecerem relações sociais menos injustas, mais equitativas e democráticas. Ela evoca a necessidade de sobrepor, em momentos corretos, interesses coletivos acima dos pessoais.

9. Alternativa C.

Unidade 1
Mudanças climáticas

O tema central desta primeira unidade é Mudanças climáticas. Foram selecionadas algumas notícias sobre eventos climáticos, como índice pluviométrico e aquecimento global. A partir disso, foram levantadas algumas questões em relação às informações fornecidas nos textos da seção **Saiu na mídia** que são respondidas ao longo de cada capítulo dessa unidade.

Caso haja possibilidade, convide os alunos a assistir ao filme *Uma verdade inconveniente*, documentário apresentado pelo ex-vice-presidente dos Estados Unidos, Al Gore, sobre o aquecimento global e as consequentes mudanças climáticas que estão ocorrendo ao redor do mundo, por expor de maneira simples e didática a questão do aquecimento global.

Como o documentário tem aproximadamente 96 minutos de duração, seria necessário reservar um horário à parte para passar o filme. Logo após o filme ou na aula seguinte, pergunte aos alunos sobre a impressão que tiveram em relação ao documentário, fale sobre a posição dos céticos em relação ao assunto (ou peça que assistam ao documentário do Dr. Luiz Carlos Molion, disponível em: <http://youtube.com/watch?v=0Lw9oiH4v8g>. Acesso em 13 mar. 2013.). No livro há um pequeno texto sobre esse ponto de vista na página 60. É importante que o aluno aprenda a refletir sobre pontos de vista diferentes antes de tomar uma posição.

Se não for possível exibir o filme, sugerimos que inicie a aula lendo os textos da seção **Saiu na mídia** com os alunos, pausadamente, destacando causas e consequências, motivando-os a comentar sobre fatos recentes relacionados ao fenômeno que estão ocorrendo não só no Brasil, mas em todo o mundo.

Em ambos os casos, explique aos alunos que, antes de nos posicionarmos definitivamente sobre esse tema, há uma série de conceitos que precisamos aprender e, então, comece a matéria.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

Começamos o estudo da Química recordando as grandezas físicas **volume**, **massa**, **peso**, **temperatura**, **calor** e **pressão**, e uma propriedade física, a **densidade**, obtida pela relação entre as grandezas massa e volume. É o conhecimento dessas grandezas e propriedades que permite mensurar os fenômenos químicos e compará-los. Por exemplo, é esse conhecimento que permite que alguns cientistas afirmem que a temperatura média do planeta está aumentando. Dessa forma, conseguimos conhecer melhor o planeta e analisar nosso estilo de vida.

Em Química, esse mesmo conhecimento também esclarece por que alguns materiais (ou tipos de matéria) se apresentam na natureza apenas em um dos estados de agregação (sólido, líquido ou gasoso) ou nos três estados, como a água.

O conhecimento das propriedades e das grandezas físicas também permite fazer uma diferenciação importantíssima entre **substância** e **mistura**, e com isso descobrir do que os materiais são formados, o que possibilita a criação de novos materiais com novas propriedades e a modificação de tudo à nossa volta!

É importante que o aluno entenda que o conhecimento nos traz a possibilidade de optar. O que queremos e o que podemos fazer depende diretamente daquilo que sabemos.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Somos educadores e, em geral, todas as nossas ações em sala de aula têm um propósito, um objetivo a ser alcançado.

E qual o propósito de começar um livro de Química ensinando grandezas físicas?

O objetivo dessa unidade é que o aluno compreenda a diferença entre substância e mistura com base em conceitos macroscópicos, palpáveis, experimentais, ou seja, com base nas propriedades da matéria (físicas e químicas).

Dentre as propriedades citadas, as mais fáceis de serem trabalhadas em sala de aula são as propriedades físicas, como densidade, ponto de fusão e ponto de ebulição, pois são dados palpáveis e medidos experimentalmente. Além disso, esses dados aparecem constantemente no livro.

Porém, para falarmos de densidade, ponto de fusão e de ebulição, por exemplo, precisamos ter certeza de que o aluno compreende corretamente os conceitos de volume, massa, peso, temperatura, calor e pressão. É por esse motivo que resolvemos iniciar o estudo com esses conteúdos.

Ao contrário das propriedades físicas, em que os dados tabelados são aceitos facilmente, as propriedades químicas precisam ser observadas e "vivenciadas" para que seu aprendizado se torne efetivo. Assim, se o professor tiver oportunidade, não deixe de fazer os experimentos do capítulo 3, que também serão retomados na Unidade 2.

Uma vez compreendidos os conceitos de grandezas físicas e propriedades da matéria, torna-se fácil a compreensão dos conceitos de substância (toda matéria que apresenta propriedades constantes – quando medidas em condições constantes) e mistura (toda matéria que apresenta propriedades variáveis).

Aplicando esses conhecimentos introduzimos o assunto separação de misturas, mas não de forma distante da realidade do aluno, utilizando somente aparelhos e montagens que não fazem parte de seu dia a dia (embora sejam citadas, afinal também é função da escola mostrar ao aluno aquilo que ele não conhece e ampliar seus horizontes), mas sim a partir de temas como tratamento de lixo, da água e separação dos componentes do ar atmosférico.

Procuramos sempre nos manter no foco principal do ensino de Química, fornecendo informações que serão úteis no dia a dia do aluno e que possam ajudar a lapidar o cidadão em formação. Esperamos que esse trabalho leve o aluno a refletir e a se conscientizar de seu papel na sociedade.

Desejamos a você, professor, um ótimo início de ano.

Capítulo 1 – Grandezas físicas

Objetivos

Compreender e utilizar conceitos químicos.

Interpretar e compreender as grandezas físicas estudadas através de dados numéricos, pelas relações matemáticas presentes em situações cotidianas.

Correlacionar e resolver operações matemáticas associadas às grandezas físicas aplicadas a contextos químicos.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos:

Grandezas físicas: massa, volume, densidade, temperatura, pressão, calor.

Sistema de unidades de medidas.

Comentários e sugestões

A Química é uma ciência de base experimental que utiliza várias grandezas físicas como parâmetros de comparação na determinação das propriedades de um material. São essas propriedades que geralmente determinam as aplicações de cada material e, portanto, é possível correlacioná-las ao meio ambiente.

O livro apresenta o peso também como grandeza física justamente porque no cotidiano os alunos utilizam a força-

-peso como sinônimo de massa. Cabe ao professor julgar a necessidade de abordar esse assunto nas aulas de Química. De qualquer forma, é importante que o aluno compreenda a diferença para evitar, mais tarde, o uso de termos como “peso atômico” e “peso molecular”.

Para iniciar a aula, anote algumas informações que apresentem grandezas físicas, como:

Temperatura no deserto do Saara: 42 °C.

Volume de uma caixa-d’água: 2 000 L.

Massa de cinco pães: 250 g.

Pressão atmosférica no nível do mar: 1 atm.

Por meio das informações colocadas na lousa, inicie uma discussão sobre o que significam essas unidades e, a partir daí, relembre as grandezas.

Pode-se pedir aos alunos que, no final da aula, leiam os textos do início do capítulo e identifiquem se eles apresentam alguma das grandezas físicas estudadas durante a aula.

O conhecimento das grandezas físicas (massa, volume e temperatura, em especial) e suas conversões de unidades é um assunto que o aluno utilizará praticamente durante boa parte do ano letivo. Geralmente, eles apresentam dificuldades para entender e realizar cálculos dessas conversões de unidades. Várias atividades, de forma individual ou em grupo, podem ser propostas para que o aluno aprenda a fazer essas conversões de forma mais natural. Se achar conveniente, peça auxílio ao professor de Matemática com o intuito de melhorar e aprimorar o aprendizado do aluno nos cálculos das conversões de unidades. Pode-se também, a critério do professor, permitir o uso de calculadora em sala de aula, um instrumento bastante utilizado em várias funções no mercado de trabalho.

Uma boa estratégia para melhoria do aprendizado sobre o conceito de densidade é realizar com os alunos a atividade experimental “Densidade e correntes de convecção”, que ajuda o aluno a entender melhor os fenômenos relacionados às mudanças climáticas.

Experimento: Densidade e correntes de convecção

Geralmente, os alunos só conseguem aplicar dados na fórmula da densidade sem, entretanto, compreender seu significado. Por isso, este experimento é sugerido com o intuito de promover a compreensão do conhecimento e relacionar as aplicações práticas. Faça as questões do item **Investigue** de forma oral, perguntando aos alunos e anotando na lousa as possíveis respostas. Com base nessas respostas, inicie uma discussão. Apresente a fórmula somente no final das discussões; se o conceito de densidade for entendido, consequentemente a fórmula passará a ter mais sentido.

Quando os blocos de gelo colorido começam a derreter, o corante tende a se espalhar pelo líquido.

Na jarra contendo apenas água, a água fria (que se encontra a 0 °C) proveniente da fusão do gelo é mais densa que a água ao redor (que se encontra à temperatura ambiente). Por ser mais densa, ela vai para o fundo da jarra forçando a água que estava no fundo a ir para cima, criando uma corrente de convecção (corrente vertical).

As correntes de convecção são criadas justamente devido às diferenças de densidade causadas pelas diferentes temperaturas da água. Desse modo, o corante se espalha por toda a água da jarra.

Na jarra contendo água e sal, a água fria (0 °C) proveniente da fusão do gelo ($d = 1,0\ g/cm^3$) é menos densa que a solução de água e sal ($d = 1,2\ g/cm^3$). Por ser menos densa ela tende a ficar acumulada na superfície da jarra. Como, nesse caso, o bloco de gelo fica rodeado por uma camada de água fria, ele demora mais para derreter. Portanto, não se forma uma corrente de convecção.

Investigue

1. Na jarra com água pura.
2. Na jarra de água o corante se espalha em toda a extensão do líquido. Na jarra de água e sal o corante fica acumulado em uma camada na superfície.
3. O grau de salinidade diminui. Temos agora 10 g de sal dissolvidos em 125 mL de água, fazendo-se um cálculo proporcional, a situação é a seguinte:

   10 g de sal ———— 125 mL de água

   x ———— 100 mL de água

   $x = \frac{100 \cdot 10}{125} \rightarrow x = 8$ g de sal

   Grau de salinidade atual: 8 g de sal/100 mL de água.
4. O grau de salinidade aumentou, agora temos 10 g de sal dissolvidos em 80 mL de água. Fazendo-se um cálculo proporcional, a situação é a seguinte:

   10 g de sal ———— 80 mL de água

   y ———— 100 mL de água

   $y = \frac{100 \cdot 10}{80} \rightarrow x = 12,5$ g de sal

   Grau de salinidade atual: 12,5 g de sal/100 mL de água.
5. Sim. Quanto maior o grau de salinidade (e menor a temperatura da água líquida), mais densa é a solução e, nesse caso, ela tende a ir para o fundo. O grau de salinidade das águas superficiais dos oceanos tende a aumentar em períodos de escassez de chuvas, quando a ação dos ventos e do Sol intensifica a evaporação da água. Quanto menor o grau de salinidade (e maior a temperatura), menos densa é a água e, nesse caso, ela tende a se manter na superfície. Em qualquer um dos casos ocorrem mudanças nas correntes de convecção, responsáveis pela dispersão de nutrientes nas águas dos oceanos.

Resolução das questões

1. As substâncias podem ser identificadas por meio dos diferentes volumes ocupados pelos três líquidos.
A partir da expressão que permite calcular densidades ($d = m/v$), temos $m = d . v$

$m_{água} = d_{água} \cdot v_{água}$; $m_{clorofórmio} = d_{clorofórmio} \cdot v_{clorofórmio}$; $m_{etanol} = d_{etanol} \cdot v_{etanol}$

No enunciado foi dito que a massa é a mesma. Portanto, o líquido de maior densidade deverá apresentar o menor volume. Como o clorofórmio é o que possui a densidade maior (1,4 g/cm^3), então ele seria o que teria o menor volume. Já o volume do etanol seria o maior, e o da água seria intermediário.

2. Sugestão: O experimento clássico para medir a densidade de um sólido irregular baseia-se no princípio de Arquimedes e pode ser feito da seguinte maneira:

Material necessário

- Uma jarra de vidro graduada
- Água
- Um pedaço de ferro de massa conhecida (procure sobras em serralherias e, se necessário, peça ao professor para fazer a medida da massa)
- Uma lixa para metais

Como fazer

O experimento pode ser feito em grupos de, em média, seis alunos, de modo que cada membro do grupo se encarregue de uma parte das tarefas.
Lixe o pedaço de ferro com a lixa para metais para remover pontos de ferrugem, se houver. Coloque água na jarra até um determinado volume. Anote esse volume (x mL). Coloque o pedaço de ferro dentro da jarra. Anote o novo volume (y mL). A diferença: $y - x =$ variação de volume (ΔV).
Essa variação de volume (ΔV) é igual ao volume do pedaço de ferro. Calcule, então, a densidade do ferro e compare o resultado obtido com o valor estabelecido cientificamente, no laboratório, em condições controladas, com aparelhos precisos: $d_{ferro} = 7{,}874$ g/cm^3.

3. Quando adicionamos a uva-passa no copo com água, ela afunda. Isso mostra que a densidade da uva-passa é maior que a da água.
Ao adicionarmos o comprimido efervescente, ocorre a liberação de gás (gás carbônico). Como a uva-passa é bastante rugosa, as bolhas de gás carbônico ficam presas em sua superfície e a uva-passa sobe, pois o conjunto (bolhas de gás + uva-passa) é menos denso que a água.
Quando o conjunto chega à superfície do líquido, o gás carbônico é liberado para a atmosfera, a densidade da uva-passa volta a ficar maior que a da água e ela vai novamente para o fundo do copo.
O processo volta a se repetir muitas vezes até que as bolhas de gás presentes no sistema não sejam mais suficientes para elevar a uva-passa para a superfície da água gasosa.

4. Alternativa D.
Essa é a primeira vez que aparece uma **tabela** no livro. Pretendemos trabalhar bastante com tabelas e, assim, é importante que o aluno aprenda corretamente a interpretar os dados nelas fornecidos.
Detenha-se um pouco mais na resolução desse exercício e leia os dados da tabela com os alunos.
A primeira linha, por exemplo, indica que todos os materiais estavam inicialmente na mesma temperatura, 18 °C. Lembre que a temperatura não depende da massa.
Em seguida, os materiais foram submetidos a aquecimento por 30 segundos, ou seja, receberam energia térmica na forma de calor por 30 s. Após esse tempo, verificou-se que 200 g de água atingiram a temperatura de 23 °C, enquanto 400 g de água só atingiram 20 °C. Compare esse resultado e peça aos alunos que o justifiquem. É provável que eles respondam que o calor depende da massa e, portanto, quanto menor a massa de água, maior a temperatura que ela vai atingir, a partir de um mesmo fornecimento de calor. Caso isso não esteja claro, peça que imaginem a seguinte situação: um fogão absolutamente regulado, onde são aquecidos, ao mesmo tempo, em chaleiras idênticas, 200 mL e 400 mL de água. Qual ferverá primeiro? (Se a sua escola tiver um laboratório, é possível fazer essa observação na prática com os alunos.)
Em seguida, compare a primeira coluna da tabela com a terceira, ou seja, o aquecimento por 30 s de 200 g de água e de 200 g de óleo. A massa é a mesma, mas a água só aqueceu até a temperatura de 23 °C e o óleo atingiu a temperatura de 28 °C. Isso nos leva à conclusão de que a absorção de calor depende da massa e das características individuais de cada material (o óleo apresenta uma capacidade de absorver calor melhor do que a água). Mostre, pela leitura das outras linhas da tabela, que esse resultado se mantém.
Quando aparecerem outras tabelas no livro, volte a fazer a comparação detalhada de linhas e de colunas com os alunos, e logo eles estarão aptos a fazê-la sozinhos.

a) Correta. Observando as colunas que relacionam a variação de temperatura em função do tempo para 200 g de água e para 200 g de óleo, verifica-se que, entre 0 s e 180 s, a temperatura da água variou 27 °C (de 18 °C a 45 °C), enquanto a temperatura do óleo variou 63 °C (18 °C a 81°C).

b) Correta. A tabela mostra que, para uma dada massa de água, por exemplo, 200 g, a cada 30 s sua temperatura varia 4 °C ou 5°C. Levando-se em consideração pequenas variações, experimentais, é razoável admi-

tir que a variação de temperatura é proporcional ao tempo de aquecimento.

c) Correta. Segundo o enunciado, a chama mantém o fluxo de calor constante, ou seja, em intervalos iguais de tempo, a substância recebe a mesma quantidade de calor. Portanto, a variação de temperatura da substância é proporcional à quantidade de calor recebida.

d) Incorreta. Observando as colunas referentes a 200 g de água e a 400 g de água, nota-se que, para dado intervalo de tempo, por exemplo, $\Delta t = 180$ s, 200 g de água sofreram uma variação de 27°C, enquanto 400 g de água experimentaram uma variação de 14°C.

e) Correta. A análise das três colunas que indicam a temperatura de uma substância em função do tempo de exposição à fonte de calor permite concluir que a variação de temperatura depende da substância (água ou óleo) e da massa da substância (200 g de água ou 400 g de água).

Lembre ao aluno de que o calor sempre é transferido de uma fonte quente para uma fonte fria. Como a mão direita havia sido imersa em água gelada, fará o papel de fonte fria e receberá calor da água morna, tendo a sensação de quente. Já a mão esquerda, que havia sido imersa em água quente, fará o papel de fonte quente e fornecerá calor para a água morna, tendo a sensação de frio.

5. Alternativa C.

$t/°C = T/K - 273{,}15 \rightarrow t/°C = 26{,}85 - 273{,}15 \rightarrow$
$\rightarrow t/°C = -246{,}3$

$T/K = t/°C + 273{,}15 \rightarrow T/K = 300 + 273{,}15 \rightarrow$
$\rightarrow T/K = 573{,}15$

6. Alternativa C.

A alternativa correta é a C, pois a energia térmica na forma de calor sempre flui espontaneamente do corpo de maior temperatura (mais quente) para o corpo de menor temperatura (mais frio), nunca o contrário.

7. Alternativa A.

8. Alternativa B.

Exercícios de revisão

1.1 Alternativa B.

1.2 Alternativa E.

$d = m/v \rightarrow d = 46/50 = 0{,}92$ g/mL.

1.3 Alternativa E.

– Massa do objeto: 175,9 g

– Volume do objeto: 65,5 - 50,0 =15,5 mL

d= m/V =175,9/15,5 = 11,3 g/mL

1.4 Alternativa A.

A fração A, que flutuou na água (d = 1,00 g/cm^3), foi o polietileno (densidade entre 0,91 g/cm^3 e 0,98 g/cm^3). A fração C, que flutuou na solução salina (d = 1,10 g/cm^3), foi o poliestireno (densidade entre 1,04 g/cm^3 e 1,06 g/cm^3). A fração D, portanto, é o policloreto de vinila, cuja densidade é maior que a da solução salina, ou seja, entre 1,35 g/cm^3 e 1,42 g/cm^3.

1.5 Alternativa C.

O óleo (com densidade aproximadamente igual a 0,9 g/cm^3) fica na superfície porque é ligeiramente menos denso que o gelo (com densidade aproximadamente igual a 0,92 g/cm^3). O gelo fica na superfície da água (com densidade aproximadamente igual a 1,0 g/cm^3), logo abaixo do óleo. O alumínio fica no fundo do recipiente por ser o material mais denso (d = 2,698 g/cm^3).

Comente com os alunos que os valores da densidade são aproximados porque os valores exatos dependem da temperatura. Incentive-os a verificar em casa o aspecto de um sistema óleo, água e gelo ou, se possível, mostre a eles em sala de aula.

1.6 Alternativa A.

1.7 Não somos esmagados pela pressão atmosférica porque dentro do nosso corpo há uma significativa quantidade de ar exercendo uma pressão de dentro para fora, equivalente à de fora para dentro, que possibilita o equilíbrio indispensável à nossa sobrevivência na Terra. Os fluidos dentro do nosso corpo (o sangue e outros) estão a uma pressão igual ou ligeiramente maior que a pressão atmosférica. Assim, a força que a atmosfera exerce sobre nosso organismo é compensada pela força dos nossos fluidos internos.

Atividade extra

É possível fazer um experimento demonstrativo para os alunos bastante simples e interessante, que permite observar a influência da pressão na temperatura.

Material necessário

- 1 seringa de plástico de 10 mL (sem agulha)
- 1 panela pequena
- Água
- Fogão ou outra fonte de aquecimento

Como fazer

Coloque um pouco de água na panela e leve ao fogo até entrar em ebulição. Quando a água estiver em ebulição, desligue o fogo e, assim que a ebulição cessar, recolha 5 mL de água quente para dentro da seringa. Tampe a ponta da seringa com o dedo e puxe o êmbolo até aproximadamente a marca de 10 mL.

Pergunte aos alunos: O que pode acontecer? Por quê? Antes de prosseguir, discuta as hipóteses que forem levantadas.

Quando tampamos a seringa com o dedo e puxamos o êmbolo, a pressão no interior da seringa diminui e a água volta a entrar em ebulição (dessa vez a uma temperatura mais baixa do que quando submetida à pressão ambiente local). É possível visualizar as bolhas de vapor de água subindo para a superfície do líquido, fenômeno que caracteriza o processo de ebulição. Chame atenção dos alunos para a necessidade de manipular a água quente com extremo cuidado, uma vez que, na temperatura do experimento (cerca de 80 °C), a água pode causar queimaduras graves se for derramada sobre a pele.

Capítulo 2 – Estados de agregação da matéria

Neste capítulo serão abordados os três estados físicos da matéria – sólido, líquido e gasoso – e suas possíveis mudanças (fusão, ebulição, solidificação, condensação, sublimação e ressublimação) correlacionadas à variação de temperatura e/ou pressão. Também serão tratadas as diferenças entre vapor e gás, e será retomado o ciclo da água com as principais mudanças de estado da matéria que podem estar envolvidas.

Objetivos

Compreender os estados físicos da matéria.

Identificar as mudanças de estado físico.

Analisar e compreender tabelas e gráficos com dados de fusão e ebulição.

Relacionar mudanças de estado físico a fenômenos naturais.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Os três estados físicos da matéria.

Mudanças de estados físicos da matéria.

Comentários e sugestões

Inicie o assunto partindo do ciclo da água que há neste capítulo, desenhando-o na lousa sem mencionar os nomes dos estados e das transformações que ocorrem. Pergunte aos alunos sobre as situações no ambiente, os estados físicos e as transformações que ocorrem e que eles possam relacionar, tais como chuva, neblina, granizo. Depois disso, complete com eles os nomes no esquema feito. Com isso, é possível verificar com seus alunos os conhecimentos prévios e dar continuidade à explicação formal do conteúdo.

O capítulo permite, ainda, discutir com seus alunos questões ambientais, relacionadas ao ciclo da água, tais como racionamento de água, poluição, derretimento das calotas polares.

Para este capítulo, são sugeridas ao professor atividades como a análise e interpretação de tabelas com pontos de fusão e de ebulição das substâncias para determinar seu estado físico, numa certa temperatura. Estimule a resolução de exercícios solicitando aos alunos com menor dificuldade a ajudar os colegas que apresentam maiores dificuldades. O trabalho em equipe deve ser sempre estimulado, pois é uma prática muito valorizada no mercado de trabalho atualmente. É importante ressaltar que é necessária a supervisão do professor.

Caso tenha interesse e não haja tempo suficiente de trabalhar todos os conteúdos, pode-se propor uma pesquisa individual sobre a diferença de vapor e gás para que seja entregue na forma escrita, a fim de avaliar a habilidade de comunicação escrita dos alunos.

Resolução das questões

1. A 25 °C e 1 atm, é sólido: o alumínio; são líquidos: o mercúrio, a acetona e o metanol; e são gases: a amônia e o oxigênio.
2. A −100 °C são sólidos: o alumínio, o mercúrio, a acetona, o metanol e a amônia.
3. A 60 °C são líquidos: o mercúrio e o metanol.
4. A 2500 °C todos os materiais listados encontram-se no estado de agregação vapor.
5. Oxigênio e amônia.
6. Alternativa C.
   O orvalho é um fenômeno físico no qual a umidade do ar precipita por condensação na forma de gotas, pela diminuição brusca da temperatura ou em contato com superfícies frias. É o processo contrário ao da evaporação.
7. Alternativa B.
   De acordo com o enunciado, as possíveis consequências do aumento da temperatura média no planeta serão:
   - alteração no clima, que será mais quente e úmido;
   - ocorrência de mais enchentes em algumas áreas e de secas crônicas em outras;
   - desaparecimento de algumas geleiras, aumento do nível dos oceanos e inundação de certas áreas litorâneas.

   Todas as consequências citadas acima têm relação com os processos do ciclo da água que envolvem mudanças de estado físico.
8. Alternativa: A.
   I - Evaporação; II - Condensação; III- Precipitação; IV - Infiltração.
9. Alternativa 02 - Processo de mudança de estado de um sólido para um gás: sublimação.

10. Alternativa B.
A solução é congelada, portanto ocorre uma solidificação da solução. Em seguida, a água em estado sólido passa direta e rapidamente para o estado gasoso, tendo-se assim um processo de sublimação.

11. Alternativa A
I. Uma pedra de naftalina deixada no armário. — Sublimação.
II. Uma vasilha com água deixada no *freezer*. — Solidificação.
III. Uma vasilha com água deixada no fogo. — Evaporação.
IV. O derretimento de um pedaço de chumbo quando aquecido. – Fusão.

Exercícios de revisão

2.1 Clorofórmio: líquido
Éter etílico: gás
Etanol: líquido
Fenol: líquido
Pentano: gás

2.2 A hipótese que melhor interpreta os fatos é a B.
De fato, o ar atmosférico contém vapor de água (entre 0,1% e 2,8%). Quando o vapor de água entra em contato com as paredes frias do copo, ocorre uma transferência de energia na forma de calor do vapor de água do ar para a parte externa do copo e o vapor de água condensa formando diversas gotículas de água líquida.

2.3 Alternativa A.
A justificativa vem pela definição do ciclo da água, que são as transformações de estado de agregação que a água sofre na natureza em razão das variações de temperatura e de pressão que ocorrem no meio ambiente. Essas transformações são constantes, cíclicas e vitais para a manutenção da vida no planeta. Resumidamente, no ciclo da água a água da superfície de rios, lagos e oceanos recebe energia do Sol e passa do estado líquido para o estado de vapor, sofrendo **evaporação**, mantendo assim o equilíbrio das águas que deságuam no mar.

2.4 Alternativa D.
I - Errado. A evaporação é maior nos oceanos, visto que esses apresentam maior massa de água e estão submetidos ao mesmo aquecimento que o continente.
II, III, IV, V estão corretas.

2.5 Alternativa A.
Para que o gelo se forme, a água perde calor para o ambiente; logo, o ambiente fica mais aquecido, o que dificulta a continuação da queda de temperatura.

2.6 Alternativa E.
No processo de liofilização, a água passa por uma transformação física denominada sublimação.

Capítulo 3 – Propriedades da matéria

Neste capítulo são descritas outras propriedades que caracterizam o material, tais como o coeficiente de solubilidade, o caráter básico ou ácido, e são apresentados alguns aspectos visuais que caracterizam uma reação química.

Objetivos

Perceber as evidências de transformações químicas.

Compreender o conceito de coeficiente de solubilidade.

Interpretar tabelas e construir gráficos que envolvam o coeficiente de solubilidade e a temperatura.

Calcular quantidades de solutos e solventes através de dados referentes ao coeficiente de solubilidade.

Compreender e correlacionar as evidências de uma reação química a situações cotidianas.

Formular hipóteses sobre a ocorrência de uma reação química.

Investigar o caráter ácido e básico dos materiais por meio de atividades experimentais.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Coeficiente de solubilidade.

Evidências de uma transformação química.

Uso de indicadores: reconhecimento de substâncias ácidas e básicas.

Comentários e sugestões

Inicie a aula pedindo aos seus alunos que façam uma interpretação de forma oral das duas tabelas da página 59. Neste momento, é importante que o professor e todos os alunos ouçam as possíveis hipóteses de cada indivíduo. Uma discussão pode ser iniciada e, com isso, o conceito de coeficiente de solubilidade pode ser desenvolvido a partir das hipóteses geradas na aula.

São propostas atividades para interpretação e realização de cálculos de quantidades de solutos e solventes correlacionados a tabelas de coeficiente de solubilidade. É importante que o professor resolva alguns exercícios com seus alunos primeiramente. Posteriormente, é possível selecionar algum exercício do livro e pedir, como um tipo de avaliação, para que seja realizada em dupla.

Outras atividades propostas envolvem a construção de gráficos de solubilidade em função da temperatura. Para essas atividades, auxilie de forma individual principalmente os alunos que apresentarem dificuldades. Veja, no item "Conversa com o professor", uma sugestão de como ajudar seus alunos a construir gráficos.

Inicie a discussão acerca das evidências que caracterizam uma reação química a partir das figuras que estão na página 44, sobre alguns materiais que sofreram algum tipo de reação química. Peça aos alunos que escrevam suas observações em uma folha e entreguem no final da aula. Retome essas observações escritas no dia em que o experimento for realizado.

Experimento: Indícios de transformações químicas

O experimento pode ser feito por grupo de no máximo cinco alunos. As perguntas referentes à atividade podem ser respondidas no próprio caderno, exceto a questão 2, que deverá ser entregue numa folha na aula posterior.

A partir da discussão realizada na aula anterior, das figuras da página 44 e da atividade experimental, apresente algumas evidências correlacionadas a uma reação química. É um bom momento para entregar a folha com as observações que os alunos haviam escrito sobre as figuras. Peça que comparem as observações realizadas anteriormente e o experimento realizado.

A discussão desse tema em aula deve ser feito numa visão macroscópica, sem se preocupar com fórmulas.

Investigue

1. Os principais indícios de que um sistema possa ter sofrido uma transformação química são: a mudança de cor do sistema, a variação de energia do sistema (absorção ou liberação de calor), a formação ou o desaparecimento de um sólido e a formação de um gás.

   A seguir, explicamos o que ocorre em cada experimento com detalhes. O professor deve avaliar pelo interesse e conhecimento prévio de seus alunos se esses detalhes devem ser discutidos agora ou mais tarde, à medida que o aprendizado for evoluindo. Lembre-se de que, no momento, o objetivo é apenas observar os indícios de que houve uma transformação química em um sistema, e não propor a explicação desses fenômenos.

   Na **parte 1** observamos a mudança de cor do sistema.

   O corante presente no refrigerante de laranja é o amarelo crepúsculo, INS 110. Trata-se de um corante sintetizado a partir da tinta do alcatrão de carvão e tintas azoicas (derivadas do petróleo), cuja única função no produto é propiciar a cor amarela.

   Esse corante é usado em refrigerantes, refrescos, sucos de frutas industrializados, xaropes para refrescos, cereais, aperitivos, confeitos, cereja em calda, coberturas, sobremesas, lácteos aromatizados, massas, molhos, queijos, recheios. A IDA (ingestão diária aceitável) máxima é 2,5 mg/kg; lembre-se, porém, que a IDA é determinada para adultos, não existe IDA segura para crianças. Esse corante é pouco solúvel em etanol e insolúvel em azeites, estável até 130 °C e, em meio alcalino, apresenta coloração vermelha (<www.abran.org.br/>. Acesso em: 8 mar. 2013.), logo, a mudança de cor (de laranja para incolor, devido à adição de hipoclorito de sódio, um sal de caráter básico) não ocorreu em função da mudança de pH do meio, mas, sim, em função de uma transformação química.

   Na **parte 2** observamos a variação de energia do sistema.

   A cal virgem (óxido de cálcio) reage com a água formando cal hidratada (hidróxido de cálcio). Essa transformação ocorre com grande liberação de energia, que pode ser observada tocando-se o lado externo do copo com as mãos. Essa reação libera tanta energia (é tão exotérmica) que, quando um pedreiro vai preparar uma grande quantidade de cal hidratada para caiar um muro ou uma parede, por exemplo, ele precisa tomar muito cuidado, pois pode sofrer queimaduras caso esteja próximo ao sistema.

   Na **parte 3** observamos a formação de um sólido. (Comente que o desaparecimento de um sólido também pode ser indício de transformação química.).

   Quando sopramos a água de cal, o gás carbônico que liberamos na expiração reage com o hidróxido de cálcio (cal hidratada) formando o carbonato de cálcio, que é praticamente insolúvel na água. É justamente essa transformação química que ocorre nos muros ou paredes recém-caiadas.

   Na **parte 4** observamos a formação de um gás.

   O carbonato de cálcio reage com o ácido acético do vinagre, formando acetato de cálcio (um sal solúvel) e ácido carbônico, que é instável e se decompõe em água, e gás carbônico (o gás que é liberado).

2. Caiar significa passar cal hidratada nas paredes da casa. A cal hidratada (hidróxido de cálcio) reage com o gás carbônico do ar presente no ambiente para formar carbonato de cálcio (praticamente tão duro quanto a rocha que deu origem ao óxido de cálcio, que, por sua vez, reagiu com a água para formar a cal hidratada). Assim, o ambiente de uma casa recém-caiada fica realmente mais agradável por causa da diminuição temporária do gás carbônico no local.

Experimento: Indicadores ácido-base

Faça o experimento de forma demonstrativa aos seus alunos na própria sala de aula, questionando e explicando o processo durante o procedimento. No decorrer da atividade, faça uma pausa de 10 minutos para que os alunos respondam no caderno às questões do item **Investigue**. Comente qual o papel dos indicadores e inicie uma ideia preliminar, de forma bem simples, sobre a diferença de ácidos e bases. A correção das perguntas do item **Investigue** pode ser feita no final da aula.

O resultado da análise da cor do indicador pode ser um pouco subjetivo, ou seja, a cor que está no livro não é

necessariamente o que foi observado na prática. Isso depende da forma que os indicadores foram preparados, a origem dos materiais testados, o tempo de armazenamento do indicador e a presença de impurezas no material.

Investigue

Observe que o resultado da análise da cor do indicador é um pouco subjetivo, pois depende de como foram preparados os indicadores e a origem dos materiais testados. Assim, as resoluções das questões 1 e 2 devem servir apenas como parâmetro.

1. Resultado do teste dos materiais listados com o indicador de repolho roxo:
- vinagre branco: rosado
- água de chuva: roxa
- água de cal: verde-amarelada
- solução de bicarbonato de sódio: verde
- refrigerante tipo soda: rosado
- desinfetante com amoníaco: verde-amarelada

2. Os indicadores, preparados conforme as instruções, apresentam as seguintes cores em função da acidez ou basicidade do meio:

Indicador	Meio ácido	Meio neutro	Meio básico
Fenolftaleína	Incolor	Incolor	Vermelha
Hibisco	Vermelho-alaranjado	Rosa	Verde
Beterraba	Vinho-escura	Vermelha	Amarela

5. Alternativa E.

6. Alternativa B.
O repolho roxo funciona como indicador ácido-base.

Trabalho em equipe

O texto a seguir pode ajudar o professor a orientar o trabalho dos alunos:

O processo descrito no texto para fabricação de cal é o que ocorre em grandes indústrias. Há, porém, um pequeno grupo de produtores artesanais espalhados pelo Brasil, que trabalham em condições insalubres, prejudicando a própria saúde, a saúde da população local e o meio ambiente.

O exemplo mais significativo é o que ocorre em Frecheirinha, município localizado a 286,3 km de Fortaleza, na porção noroeste do estado do Ceará, que possui uma população de cerca de 12 mil habitantes e condições climáticas adversas características do clima semiárido, como precipitações irregulares e ciclos de seca que se repetem a cada 8 ou 12 anos.

Nesse município, próximo à BR-222, o processamento de cal é feito em fornos circulares, construídos artesanalmente e sem autorização para funcionamento junto aos órgãos ambientais. É um trabalho que se caracteriza pela informalidade. A rocha calcária é extraída ilegalmente, quebrada a marretadas e empilhada dentro do forno. O forno carregado necessita de cerca de 3 toneladas de lenha para decompor o calcário e produzir a cal. A queima dessa lenha, também extraída de forma irregular, emite fumaça preta e fuligem que podem ser avistadas de longe, durante dias, ininterruptamente. É um cenário desolador, em que os proprietários dificilmente são encontrados e os trabalhadores, orientados a não falar sobre o assunto.

O grande mercado consumidor dos produtos fabricados em Frecheirinha é o Piauí, onde é comercializada 80% da produção local, seguido do Maranhão, do Pará e de algumas cidades do Ceará.

Segundo o estudo de John Kennedy Candeira Andrade, <http://prodema.ufc.br/dissertacoes/141.pdf>, acesso em: 8 mar. 2013 "Diagnóstico socioambiental da atividade de fabricação da cal em fornos artesanais no município de Frecheirinha/CE", os trabalhadores são submetidos a uma "jornada de trabalho de até 12 h em turnos diurnos e noturnos, 72% dos trabalhadores sem carteira assinada. O perfil educacional dos trabalhadores pesquisados é caracterizado por 3,7 anos de estudo em média, sendo que 24% nunca frequentaram uma escola ou o fizeram por apenas alguns meses; 50% estudaram por um período de 1 a 4 anos e 26%, de 5 até o máximo de 8 anos. O nível de conhecimento adquirido varia entre um percentual de 50% que não sabem ler nem escrever, 37% que afirmam saber ler e/ou escrever pouco e 12% que responderam que sabem ler e escrever; a incidência de casos de alcoolismo associados ao uso de outras drogas estimulantes; dermatoses; ausência de EPIs (equipamentos de proteção individual) e EPCs (equipamentos de proteção coletiva); extração, transporte e consumo ilegais de 864 m^3/mês de lenha da mata nativa (caatinga); 1 440 toneladas/mês de calcário."

Atenta ao problema, a Comissão de Meio Ambiente e Desenvolvimento Sustentável havia aprovado, em 20/12/2006, o Projeto de Lei 7.374/06, do Senado, que estabelecia procedimentos básicos e parâmetros mínimos para a produção de cal. O objetivo principal da proposta era reduzir a emissão de componentes tóxicos liberados na queima da matéria orgânica, principalmente dioxinas e furanos, que podem causar câncer. Esse Projeto de Lei estabelecia que a construção ou ampliação e o funcionamento de estabelecimentos destinados à extração de rocha calcária e à produção de cal passariam a depender de licenciamento prévio dos órgãos ambientais.

A calcinação da rocha calcária para produção de cal virgem deveria ser feita em fornos industriais que possibilitassem o controle do processo, da temperatura e da emissão de efluentes na queima de combustíveis autorizados (óleos, carvão mineral ou vegetal, coque de petróleo e gás natural), que deveriam ter origem certificada.

Um fato marcante que provavelmente desencadeou essas providências foi a contaminação por dioxinas no leite de vaca da Alemanha, ocorrida em 1997. As investigações concluíram que sua origem estava na ração importada do Brasil, e que a causa era a cal utilizada na secagem da ração. A cal, por sua vez, havia sido contaminada pelos combustíveis utilizados em sua produção, como pneus, lixo plástico e combustíveis alternativos que continham cloro.

Esse episódio causou ao país um prejuízo da ordem de 100 milhões de dólares e levou o governo a estabelecer parâmetros técnicos para utilização de cal na produção de ração animal. Esses parâmetros, porém, não se estenderam às indústrias alimentícia, farmacêutica, sucroalcooleira e da construção civil.

De qualquer forma, em 29 de agosto de 2007, a Comissão de Minas e Energia rejeitou o Projeto de Lei 7.374/06 justamente com o argumento de que as medidas previstas excluiriam os produtores artesanais do mercado. Foi considerado o fato de que o Brasil consome cerca de 7 milhões de toneladas de cal por ano, comércio que é responsável por um faturamento de cerca de 1 bilhão de reais e pelo emprego de milhares de pessoas.

Permaneceu apenas a sugestão de coibir a formação de dioxinas e furanos, proibindo a queima de pneus, lixo plástico e combustíveis alternativos que contenham cloro nos fornos de produção de cal.

O pesquisador John Kennedy Candeira Andrade, porém, que viveu por um tempo entre as caieiras de Frecheirinha, vislumbrou alternativas melhores para a população local e o meio ambiente, como a fabricação de mel em associações, devido ao potencial apícola da região e de sua sustentabilidade socioambiental; a criação de um polo de artesanato mineral e a visitação turística induzida pelo atrativo ecológico/científico das trilhas, formações rochosas e salões existentes na região.

Fonte de pesquisa: Reportagens de Natercia Rocha. *Diário do Nordeste*, 16 mar. 2009; Maria Neves, Agência Câmara, 27 dez. 2006; e Oscar Telles. Agência Câmara, 31 ago. 2007.

Conversa com o professor

Construção de gráficos

Essa é uma ótima oportunidade de mostrar aos alunos como construir um gráfico corretamente.

A melhor maneira de visualizar como varia uma grandeza (y) à medida que uma segunda grandeza (x) também varia é por meio da construção de um gráfico feito, de preferência, em papel milimetrado. Um gráfico plano (de uso mais comum) tem dois eixos onde são representados os valores de cada grandeza.

No eixo **horizontal** (**x**), a abscissa, representamos a variável independente, ou seja, aquela cujo valor é controlado pelo experimentador. No gráfico em estudo, a variável independente é a temperatura.

No eixo **vertical** (**y**), a ordenada, representamos a variável dependente, isto é, aquela cujo valor é medido experimentalmente (seu valor depende daquele fixado para a variável independente). No gráfico em estudo, a variável dependente é o coeficiente de solubilidade da sacarose.

Quando as duas grandezas (**x** e **y**) são medidas experimentalmente, ou seja, são interdependentes, pode-se representar qualquer uma delas em quaisquer dos eixos.

Para que um gráfico possa ser o mais claro e útil possível, é importante observar também os seguintes pontos:

Devemos escolher para as variáveis independente e dependente escalas suficientemente expandidas, de modo que os pontos do gráfico fiquem bem distribuídos por toda a área útil do papel.

O gráfico deve mostrar a origem (x = 0 e y = 0) sempre que possível. Às vezes, os pontos do gráfico são relativamente próximos entre si, e um gráfico que mostra a origem acaba não sendo adequado.

A escala deve ser iniciada tomando-se um valor um pouco abaixo do valor mínimo medido e terminando num valor um pouco acima do valor máximo medido. Por exemplo, para representar os valores de coeficiente de solubilidade da sacarose que se encontram entre 179,2 g/100 g de água e 487,2 g/100 g de água, a escala para representar tais valores poderia, então, começar em 150 e terminar em 500.

Devemos indicar, junto aos eixos, os símbolos das grandezas correspondentes divididos por suas respectivas unidades; isso porque os valores representados nos eixos devem ser números puros, ou seja, adimensionais.

Toda grandeza (massa, temperatura, pressão, volume etc.) é igual ao produto entre um valor numérico e uma unidade (grama, quilograma, graus Celsius, kelvin, atmosfera, milímetro de mercúrio, litro, centímetro cúbico, etc.). Logo, o valor numérico representado no eixo de um gráfico ou em uma tabela deve ser igual ao quociente entre a grandeza e a respectiva unidade. Observe.

Grandeza = valor numérico × unidade

Por exemplo:

temperatura = 25 °C (ou 25 × 1 °C)

$$\text{valor numérico} = \frac{\text{Grandeza}}{\text{unidade}}$$

$$\text{Por exemplo: } 25 = \frac{\text{Temperatura}}{°\text{C}}$$

O gráfico plano tem dois eixos onde são representados os valores de cada grandeza.

É importante indicar o que será representado no gráfico por meio de um título ou de uma legenda.

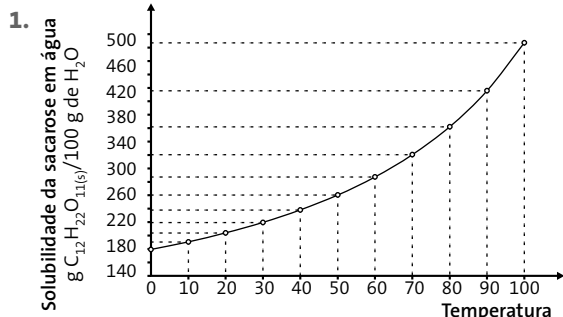
Os valores da escala em cada eixo devem ser marcados de forma clara.

Os pontos de encontro entre os valores de ordenada e abscissa lançados no gráfico devem ser indicados por pequenos círculos.

Ao se traçar uma curva, devemos representar a tendência média dos pontos (procedimento conhecido por interpolação); não devemos, a menos que isso seja solicitado, unir os pontos por meio de segmentos de retas.

A partir dos dados fornecidos, podemos construir a curva de solubilidade da sacarose em água em função da temperatura.

Resolução das questões

1.

2. a) A solubilidade do nitrato de potássio aumenta com o aumento da temperatura.

b) Ao adicionarmos 50 g de nitrato de potássio em 100 g de água a 30 °C, 4,2 g de nitrato de potássio iria formar um corpo de chão no recipiente, pois esta quantidade se apresentaria em excesso, já que a 30 °C, o coeficiente de solubilidade desta substância é de 45,8 g em 100 g de água.

c) A 40 °C, é possível dissolver 63,9 g de nitrato de potássio em 100 g de água.

100 g de água ______ dissolvem ______ 63,9 g

200 g de água ______ dissolvem ______ x

$x = \frac{200 \cdot 63,9}{100} \rightarrow x = 127,8$ g de nitrato de potássio.

Ou, se em 100 g de água, a 40 °C, dissolve-se até 63,9 g de nitrato de potássio, em 200 g de água dissolver-se-ia no máximo 127,8 g de nitrato de potássio, ou seja **o dobro** da quantidade que dissolveu em 100 g de água, à mesma temperatura.

3. a) Solubilidade é a capacidade que um material tem de se espalhar uniformemente em outro material. O hidróxido de cálcio pode ser considerado bem pouco solúvel em água, já que em 100 g de água consegue dissolver 185 g desta substância, a 0 °C.

b) No caso de soluções de soluto sólido ou líquido em solvente líquido, trabalha-se com uma relação de massas de soluto e solvente, pois a massa é uma grandeza que não varia com a temperatura (o volume varia). Desse modo, em uma **relação de massas**, os dados que indicam a quantidade de um material capaz de se dissolver em outro são constantes para cada valor de temperatura.

c) Se adicionarmos 200 mg de hidróxido de cálcio em 100 g de água, a 20 °C teremos a formação de um corpo de chão de 35 mg, uma vez que a esta temperatura só se consegue dissolver 165 mg de hidróxido de cálcio em 100 g de água.

4. a) O oxigênio dissolvido, nas águas de rios e mares sujeitos à poluição térmica, diminui, uma vez que a solubilidade deste gás diminui com o aumento da temperatura.

b) O aumento da temperatura das águas propicia o desenvolvimento de fungos e bactérias, que podem causar doenças em peixes e outros organismos, o que aumenta a taxa de mortalidade. Nessas águas aquecidas há menores quantidades de oxigênio dissolvido, e isso pode levar à morte por asfixia de algumas espécies.

Com o aumento da temperatura da água, algumas espécies que são termosensíveis podem desaparecer por não suportar as novas condições do meio, e isso, por sua vez, pode causar impactos na cadeia trófica do hábitat.

O aumento da temperatura também pode causar impacto na reprodução de alguns organismos, já que as células sexuais e os ovos das espécies que realizam fecundação externa são sensíveis ao aumento da temperatura. Além disso, pode provocar eutrofização dos cursos de água onde há matéria orgânica em excesso.

Exercícios de revisão

3.1 Alternativa E.

O sal mais solúvel é o nitrato de prata (260 g de sal/100 mL de água), e o sal menos solúvel é o cloreto de sódio (36 g de sal/100 mL de água).

3.2 Sim. A solubilidade do cloreto de potássio aumenta com o aumento da temperatura. A cada aumento de 10 °C de temperatura, observa-se um aumento de 30 g de cloreto de potássio.

3.3 Alternativa A. A solubilidade do gás oxigênio diminui com o aumento da temperatura da água.

3.4 Alternativa D.

3.5 Alternativa B.

3.6

a) Porque são materiais básicos e, assim, tendem a diminuir a acidez do meio.

b) O jardineiro deve acrescentar alguma substância ao solo, que o torne ácido para obtenção da coloração azul nas flores, como por exemplo o sulfato de alumínio (reagente de uso para piscinas) ou terra preta.

O *site* <www.jardimdeflores.com.br/CURIOSIDADES/curiosi2.html> (acesso em: 31 jan. 2013), fornece outras dicas sobre o assunto:

"Para obter flores azuis, por exemplo, recomenda-se regar o canteiro duas vezes por ano com a seguinte mistura: 20 g de sulfato de alumínio (pode ser substituído por pedra-ume) diluído em 10 litros de água. Para obter hortênsias cor-de-rosa, faça primeiro uma poda na planta, para ajudar a eliminar parte do alumínio contido nas folhas. Depois, transplante-a para um novo canteiro, já preparado com 300 g de calcário dolomítico por m^2. Existe também a velha 'receita da vovó' para intensificar o tom azul-violeta das hortênsias: colocar de molho em água alguns pedaços de palha de aço usadas e depois aplicar a 'água enferrujada' nas regas semanais das hortênsias, alternando com outras regas normais."

3.7 Alternativa B.

I. Transformação de uma rocha em pó através de pressão – Transformação física, transformação de estado bruto para pó.

II. Revelação de filme – Transformação Química.

III. Desaparecimento de bolinhas de naftalina colocadas no armário para matar traças. – Transformação física, mudança de estado somente.

IV. Obtenção de querosene a partir do petróleo. – Transformação física, separação por destilação, diferença de ponto de ebulição.

V. Corrosão de uma chapa de ferro. – Transformação química.

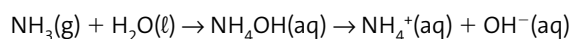
3.8 Alternativa B.

Como o balcão adquiriu uma cor violácea quando o sapólio entrou em contato com a fenolftaleína, concluímos que o sapólio é um meio alcalino.

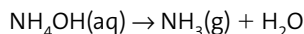
3.9

a) O amoníaco é básico porque a fenolftaleína ficou vermelha ao entrar em contato com a solução de amoníaco.

A amônia é uma base. Quando se dissolve a amônia (NH_3) em água, ocorre a reação:

$NH_3(g) + H_2O(\ell) \rightarrow NH_4OH(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

A hidroxila confere a basicidade à água.

b) No momento em que foi adicionado amoníaco na solução de fenolftaleína, o sistema assumiu uma coloração avermelhada, já que o meio é básico, o que foi indicado pela mudança de cor da fenolftaleína. O tecido ficou avermelhado, mas logo a cor desapareceu. Isso ocorreu porque a amônia é uma base volátil. Com isso, houve a vaporização da mesma, o que provoca a diminuição do pH e a solução perdeu seu caráter básico e passou a ter o caráter neutro, de acordo com a reação abaixo:

$NH_4OH(aq) \rightarrow NH_3(g) + H_2O$

c) O sabão é básico. Como o tecido continua impregnado de fenolftaleína, a mancha vermelha voltaria a surgir.

Os sabões apresentam hidróxido de sódio em sua composição. Ao contrário da amônia, essa é uma base não volátil. Ao lavar a roupa com o sabão, sem antes lavar com água para retirar a fenolftaleína, haverá novamente o aparecimento da mancha vermelha.

3.10 Alternativa B.

Para amenizar o edema provocado pela picada de vespa e neutralizar o veneno que é básico, é necessário utilizar algo que seja ácido como, por exemplo, o vinagre.

Para amenizar o edema provocado pela picada de formiga e neutralizar o veneno que é ácido, é necessário utilizar algo que seja básico como, por exemplo, o amoníaco.

Observação: comente com os alunos que o amoníaco é um líquido incolor, de odor forte e penetrante, obtido pela dissolução de até 30% de gás amônia em água. É altamente tóxico e irritante aos olhos.

3.11 Alternativa E.

No primeiro copo, o papel de tornassol azul não mudou de cor; portanto, tem-se água destilada.

No segundo copo, o papel de tornassol azul mudou para vermelho; portanto, tem-se uma solução básica, ou seja, bicarbonato de sódio.

No terceiro copo, o papel de tornassol vermelho não mudou de cor; portanto, tem-se uma solução ácida, ou seja, solução de água com limão.

3.12

a) O chá-mate, assim como, o repolho roxo e a fenolftaleína são indicadores. Assim, adicionando gotas de limão, o chá terá o seu pH diminuído, pela adição de ácido cítrico, e as substâncias indicadoras do chá perderão a cor, e o chá terá uma cor mais pálida do que a cor original.

b) A cor original deverá retornar quando o pH voltar ao valor inicial. Podemos fazer isto adicionando ao chá uma substância básica, como bicarbonato de sódio ou leite de magnésia, suficientes para neutralizar o ácido cítrico adicionado.

3.13 A afirmação é incorreta, pois apesar da estrutura cristalina do iodeto de prata ser semelhante à da água no estado sólido, elas apresentam composição química diferente.

Atividade extra

Que tal propor aos alunos juntar a comunidade para caiar os muros do colégio?

É uma atividade voluntária que pode ser feita em um final de semana envolvendo alunos, funcionários, pais de alunos e toda a comunidade local. A caiação tem a vantagem de ser econômica e fácil de executar, mas precisa ser refeita a cada seis meses.

O material utilizado é fácil de encontrar e, se todos participarem dessa atividade, o local ficará mais bonito, a comunidade mais integrada e mais ciente de sua responsabilidade com a escola, que afinal é um bem público.

Muitos pais conhecem bem esse assunto e podem ajudar a encontrar a melhor alternativa para o preparo do material; nós sugerimos o seguinte:

Prepara-se a superfície do muro aplicando-se, no sentido horizontal, uma mistura de 1 kg de cal industrializada com 3 litros de água. O preparo da cal hidratada deve ser feito necessariamente por um adulto. Os ingredientes devem ser colocados em um balde de plástico de 5 L de capacidade e misturados com um cabo de vassoura de modo que a pessoa que estiver fazendo a mistura não fique muito próxima do sistema. Depois, pode-se passar no sentido vertical, utilizando brocha, um composto mais denso, feito com 1 kg de cal e 1,5 L de água.

Caso deseje colorir os muros em vez de pintá-los de branco, pode-se fazer um acabamento, em duas demãos, com trincha: para cada 10 litros da mistura de cal com água, deve-se adicionar 1 litro de cola branca (aglutinante), 1 copo de óleo de linhaça (secante), 1/2 copo de sal de cozinha (mordente) e o pigmento que pode ser o óxido de ferro (marrom) ou o pó xadrez (na cor escolhida e na quantidade indicada pelo fabricante). Bom trabalho!

Capítulo 4 — Substâncias e misturas

O objetivo deste capítulo é definir substâncias e misturas com base nas diferenças das propriedades, conceituar fase de um material e com isso classificar as misturas em homogêneas (soluções), dispersões coloidais e dispersões grosseiras. Neste capítulo foi abordada a importância das misturas eutéticas e azeotrópicas.

Objetivos

Conceituar substâncias e misturas.

Diferenciar substâncias e misturas de alguns materiais do cotidiano.

Analisar e construir gráficos da temperatura em função do tempo de substâncias e misturas.

Compreender as diferenças entre materiais homogêneos e heterogêneos pelo aspecto macroscópico.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Substâncias e misturas.

Número de fases de um material.

Misturas homogêneas e misturas heterogêneas.

Misturas eutéticas e misturas azeotrópicas.

Comentários e sugestões

Inicie o assunto listando com os alunos alguns materiais presentes no cotidiano e fazendo-os tentar diferenciá-los em misturas e substâncias. Se for possível, leve alguns materiais para classificar para a sala de aula. A partir dessa classificação inicial, defina esses dois conceitos de uma forma bem simples, sem se preocupar com fórmulas, somente verificando com seus alunos a composição, ou seja, se é formado por um único componente ou mais. É interessante, neste momento, mencionar que substâncias e misturas apresentam diferenças nas propriedades, tais como densidade, pontos de fusão e de ebulição, entre outras.

Para diferenciar materiais homogêneos e heterogêneos dê exemplos bem simples, tais como água + óleo; água + açúcar dissolvido; água + areia + serragem; água + álcool etílico + cubos de gelo; para que os alunos utilizem como critério de diferenciação somente o aspecto visual.

Compare e analise com seus alunos os gráficos da temperatura em função do tempo das misturas azeotrópicas e das misturas eutéticas presentes no boxe **Curiosidade** com misturas que não são desses tipos.

A representação gráfica é um método muito utilizado em Química. Por isso é importante que os alunos resolvam os exercícios que envolvam construções de gráficos e saibam interpretá-los.

Conversa com o professor

Ultramicroscópio

O ultramicroscópio difere do microscópio comum pela forma especial de iluminar a amostra, permitindo que ela seja observada sobre um fundo escuro. Nesse aparelho, a iluminação é feita lateralmente (quase perpendicularmente ao eixo óptico), de modo que só chegam ao observador os raios de luz difundidos pela amostra examinada, o que permite a observação de partículas extremamente pequenas. O princípio de funcionamento de um ultramicroscópio é baseado no denominado efeito Tyndall, o fenômeno que permite que se vejam, em um ambiente em penumbra, as partículas de poeira dispersas no ar, quando iluminadas por um feixe de raios solares que se propagam em um plano perpendicular ao eixo de visão do observador. Nesse caso, as partículas de poeira se tornam visíveis porque dispersam a luz que incide sobre elas em todos

os sentidos. No ambiente em penumbra, o observador não recebe diretamente a luz solar, mas a luz dispersa pelas partículas, que passam a funcionar como "espelhos ou satélites microscópicos".

As partículas dispersas em gases ou em líquidos atuam da mesma forma e por isso podem ser observadas ao microscópio eletrônico com grande ampliação e perfeição de detalhes, permitindo, inclusive, a medição de suas dimensões.

Ultracentrífuga

A centrífuga comum, usada no cotidiano de um laboratório de Química ou de um laboratório de análises clínicas, consta de uma série de suportes onde são colocados tubos de ensaio contendo a mistura para ser submetida a uma rotação acelerada. A força centrífuga, obtida pela rotação acelerada dos tubos de ensaio, empurra a parte sólida (o disperso) para o fundo do tubo, enquanto a parte líquida (o dispergente) fica límpida, sobre o sólido depositado.

Sistema metaestável

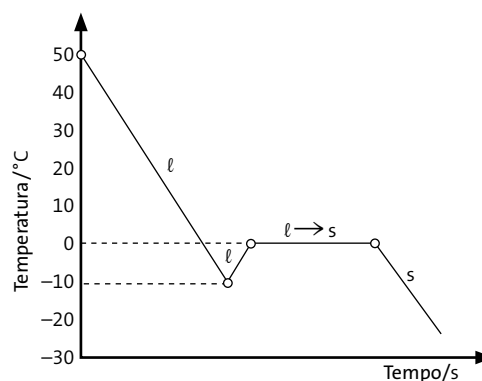
Provavelmente o aluno já passou pela seguinte situação: foi retirar uma garrafa de refrigerante do congelador, e a bebida, que inicialmente estava líquida, começou a cristalizar bem diante de seus olhos. Por que isso acontece?

Nas mudanças de fase de agregação em que há perda de energia térmica (condensação, solidificação), pode ocorrer eventualmente um retardamento no fenômeno, ou seja, a mudança de fase pode não acontecer na temperatura esperada. Por exemplo, a água pode ser resfriada até –10 °C (sob pressão de 1 atm) sem que ocorra a solidificação. É o que chamamos de sistema metaestável ou equilíbrio metaestável.

Esse equilíbrio só ocorre quando há **ausência de pontos de nucleação** do sistema.

E o que é isso? Pontos de nucleação são sujeirinhas ou ranhuras no plástico ou no vidro que formam um lugar para os cristais de água "se apoiarem" e começarem a crescer quando a temperatura atinge 0 °C (ponto de solidificação da água sob pressão de 1 atm).

Mas se a garrafa de refrigerante não tiver nenhum ponto de nucleação, ao ser colocada no congelador, sua temperatura pode descer abaixo do ponto de solidificação (0 °C) sem que a água presente na bebida cristalize (passe para o estado sólido).

Contudo, ao pegarmos essa garrafa, perturbamos o equilíbrio metaestável com o movimento e fornecemos calor ao líquido de forma brusca, iniciando a solidificação da bebida.

Na passagem da água do estado líquido para o sólido, a 0°C, ocorreu um resfriamento abaixo dessa temperatura em que a água permaneceu no estado líquido. Quando o sistema sofre uma perturbação, a temperatura sobe para 0°C, e a água imediatamente se cristaliza.

Resolução das questões

1. São corretos os itens: 02, 04, 08 e 16. Resposta: 30.
  01. Errado, porque as propriedades de uma substância são praticamente constantes em qualquer amostra de material, quando medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura.
  02. Correta.
  04. Correta.
  08. Correta.
  16. Correta.
  Portanto, a soma é: 02 + 04 + 08 + 16 = 30.

2. Alternativa E.

3. Alternativa C.
O leite é um sistema heterogêneo, mais precisamente uma dispersão coloidal.

4. Alternativa D.
A água mineral é uma mistura homogênea (solução).

5. Alternativa C.
Existem 3 fases, pois a 356,7°C inicia-se o processo de ebulição do Hg, assim tem-se Hg no estado líquido, Hg no estado de vapor e Ag no estado líquido.

6. Alternativa E.
  I. Errado: Gases sempre formam misturas homogêneas exceto quando suas densidades forem muito diferentes, como o hexafluoreto de urânio (UF_6) com hélio (He).
  II. Errado, pois quando se atinge o coeficiente de solubilidade da água em relação ao sal de cozinha, este último se depositará no fundo do recipiente.
  III. Correto.

7. Alternativa A.
O sistema contém quatro fases: fase água com cloreto de sódio dissolvido + cloreto de sódio não dissolvido + gelo + gases nitrogênio e oxigênio dissolvidos entre si.
O sistema contém quatro componentes: água + cloreto de sódio + nitrogênio + oxigênio.

Exercícios de revisão

4.1 Essa afirmação só é válida se a substância se apresentar em uma única fase de agregação. Um sistema contendo uma substância mudando de fase de agregação pode ser bifásico ou trifásico.
Por exemplo: um sistema contendo gelo (água sólida), água líquida e vapor de água é trifásico.

4.2
0. II– A água do mar é uma mistura.
1. I – O bronze é uma solução sólida (uma mistura homogênea)
2. I – O etanol é uma substância (álcool etílico)
3. II– O oxigênio é uma substância.
4. I – O ar contém aproximadamente 78% de nitrogênio e 20% de oxigênio.

4.3 Alternativa D.
O sistema contém duas fases: água líquida e água sólida.

4.4 Alternativa E.
Os sistemas I e II são heterogêneos (dispersões grosseiras).

4.5 Alternativa D.
Com o excesso de água adicionado ao sistema o sal de cozinha e o açúcar, que poderiam estar depositados no fundo do recipiente, por ter atingido o coeficiente de solubilidade, se dissolvem novamente. Entretanto, a areia é insolúvel em água em qualquer proporção.

4.6 Alternativa B.
As substâncias apresentam constantes físicas definidas.

4.7 São corretos os itens: 02, 04, 16 e 32. Resposta: 54.
01. Errado, em ambos os sistemas as substâncias encontram-se em uma única fase, a sólida.
08. Errado, pois o gráfico II é característico de substâncias simples, pois apresenta patamares bem definidos.

4.8 O material A está sofrendo um aquecimento e é uma mistura comum (o gráfico não apresenta nenhum patamar).
O material B está sofrendo um resfriamento e é uma substância (o gráfico apresenta dois patamares).
O material C está sofrendo um resfriamento e é uma mistura eutética (o gráfico apresenta um patamar na solidificação).
O material D está sofrendo um resfriamento e é uma mistura azeotrópica (o gráfico possui um patamar na condensação).

Capítulo 5 — Separação de misturas

O objetivo deste capítulo é estudar os processos de separação de misturas utilizando como mote os temas lixo, água e ar, que são de grande interesse para a coletividade.

Para o tema lixo destacamos a reciclagem. A reciclagem envolve basicamente os processos de catação e separação magnética. Destacamos ainda as vantagens da reciclagem para o meio ambiente.

Para o tema água e ar atmosférico, traçamos um paralelo entre os processos feitos em larga escala no tratamento de água e na separação dos componentes do ar, com processos semelhantes feitos em laboratório pelo químico em pequena escala nas seções **Cotidiano do Químico**.

Objetivos

Reconhecer o papel da Química no sistema produtivo.

Identificar e avaliar as implicações dos métodos de separação de misturas utilizados nos sistemas produtivos.

Elaborar procedimentos experimentais baseados nas propriedades dos materiais, objetivando a separação de uma ou mais substâncias presentes em um sistema.

Conteúdo específico indispensável para a sequência dos estudos

Separação das misturas homogêneas e heterogêneas.

Comentários e sugestões

Caso a escola apresente recursos digitais disponíveis, convide seus alunos para assistir ao vídeo *Tratamento de água* disponível em: <www.youtube.com/watch?v= P2ShcHs EGts> (acesso em: 31 jan. 2013). O vídeo tem duração de 9min8s e apresenta de uma maneira bem simples a forma com que o tratamento de água é realizado com técnicas de separação de misturas; além disso, informa sobre maneiras de economizar água. Depois de apresentado o vídeo, questione e inicie uma discussão sobre as possíveis técnicas que são utilizadas no tratamento de água e qual sua importância para a sociedade. No decorrer da conversa, outras técnicas podem ser mencionadas, tais como destilação simples e fracionada, separação magnética, entre outras. É importante enfatizar que cada técnica é utilizada para um tipo de mistura específica. Por exemplo: a destilação fracionada é utilizada para separar mistura homogênea de materiais líquidos. Na seção **Cotidiano do Químico** da página 75 há figuras dos materiais envolvidos na filtração comum e a vácuo. É interessante mostrar aos seus alunos e explicar a principal diferença entre as duas.

Em uma próxima aula, peça aos alunos que resolvam numa folha alguns exercícios da página 78 e entreguem no final da aula como uma forma de avaliar o conhecimento sobre o assunto deste capítulo. Sugestões de exercícios: números 5.1 e 5.2.

Resolução das questões

1. Alternativa E.
   A proposta II diminuiria a derrubada de árvores para a fabricação de papel no país, mas, além de gerar problemas sociais (como diminuição da oferta de emprego), não faria diferença em termos globais.

2. Alternativa C.

3. Resposta pessoal.

4. Alternativa A.
   Na etapa A é feita uma filtração grosseira da água na medida em que ela entra na ETA. Na etapa C é feita a decantação dos flóculos formados pela ação dos agentes químicos adicionados na etapa anterior e na etapa E é feita a cloração que irá garantir a potabilidade da água, eliminando os agentes patogênicos.

5. Alternativa B.

6. Alternativa A.
   A água e a gasolina são líquidos praticamente insolúveis e podem ser separados por decantação, por exemplo, em um funil de bromo. O oxigênio e o nitrogênio são separados por liquefação e posterior destilação fracionada.

7. São corretos os itens: 04, 08, 16 e 32. Resposta: 60.
   01. Errado. O petróleo é uma mistura bastante complexa de substâncias.
   02. Errado. Pelos dados fornecidos, a fração que sai no nível 2 é o óleo lubrificante.

8. A destilação simples e a fracionada são métodos especiais de separação de misturas homogêneas; ambas consistem no aquecimento da mistura até a ebulição e em seguida condensar os vapores do líquido. A destilação simples separa um sólido e um líquido de uma mistura homogênea. Ela consiste em separar o líquido em forma de vapor e esse vapor depois é condensado através de um aparelho chamado condensador.
   Já a destilação fracionada consiste no aquecimento de uma mistura de mais de dois líquidos que possuem pontos de ebulição diferentes. Assim, a solução é aquecida e separa-se inicialmente o líquido com menor ponto de ebulição e, em seguida, o líquido com o ponto de ebulição maior. Como o zinco e suas impurezas, na etapa final de extração, se encontram no estado líquido e não no estado sólido e líquido, utiliza-se a destilação fracionada e não a destilação simples.

9. Alternativa B.

10. Alternativa A.
    O petróleo e a água do mar, ambos líquidos, separam-se por diferença de densidade, portanto por decantação. Já a separação do petróleo, que é líquido, das suas impurezas sólidas: areia e argila – ocorre pelo processo de filtração.

Exercícios de revisão

5.1 Alternativa D.

5.2 Alternativa A.

5.3 Alternativa C.

O processo de floculação consiste na adição de produtos químicos que promovem a aglutinação e o agrupamento das partículas a serem removidas, tornando o peso específico das mesmas maiores que o da água, facilitando a decantação.

5.4 Alternativa C.

Como a densidade do hexano é maior do que a densidade da água, com o tempo as duas substâncias se separam por decantação, e o hexano, que é mais denso, ficará acima da porção de água. Uma vez que o sal ($NaC\ell$) é solúvel em água, ele estará diluído na mesma porção da água.

5.5 Alternativa B.

Como os materiais do resto da construção são areia, pedra, pedaços de madeira e pedaços de tijolos, pode-se utilizar o peneiramento para se separar esses diversos materiais sólidos com tamanhos diferentes.

5.6 Alternativa D.

A destilação pode ser utilizada para separar uma mistura de água e álcool etílico até que a porcentagem em volume dos componentes atinja 96% de álcool etílico e 4% de água, quando se forma uma mistura azeotrópica (ponto de ebulição constante) que não pode ser separada por nenhum método físico. A filtração pode ser usada para separar uma mistura heterogênea de ar e poeira. A separação magnética é utilizada para separar misturas nas quais um dos componentes é atraído por um ímã, como o ferro. A decantação pode ser usada para separar misturas de densidades distintas, como a água e o óleo. A liquefação pode ser usada numa primeira etapa para separar os componentes de uma mistura gasosa.

5.7

Adiciona-se água e filtra-se. A solução aquosa de nitrato de sódio passa pelo papel de filtro. Destilando-se o filtrado separa-se a água do nitrato de sódio. O enxofre e o carvão ficam retidos no papel de filtro. Sobre o resíduo da filtração adiciona-se dissulfeto de carbono, que dissolve o enxofre. O carvão fica retido no papel de filtro. O filtrado contendo solução de enxofre em dissulfeto de carbono é submetido a uma destilação simples que separa os dois componentes. Outro procedimento seria adicionar água a mistura sólida da pólvora. Assim, o nitrato de sódio se dissolveria e, realizando uma filtração, essa substância estaria separada das outras duas. Posteriormente, se adiciona dissulfeto de carbono, solubilizando o enxofre, e com uma segunda filtração se separam os três componentes da pólvora.

Atividade extra

Caso não haja laboratório disponível na escola, é possível simular um funil de decantação de várias maneiras, e descrevemos a seguir uma das mais simples.

Material necessário

- Uma seringa de injeção de 10 mL (retire a agulha da seringa)
- 1 copo de vidro transparente
- 1 colher de chá de água
- 1 colher de chá de óleo de cozinha

Como fazer

Coloque a água e o óleo de cozinha no copo. Mexa bem. Puxe a mistura para dentro da seringa. Coloque a seringa na posição vertical apoiada dentro de um copo. Aguarde alguns instantes e os componentes irão se separar espontaneamente. O menos denso por cima e o mais denso por baixo. Empurre o êmbolo cuidadosamente de modo que todo o componente mais denso (a água) seja expulso da seringa, sendo recolhido em um copo, ficando apenas o menos denso (o óleo) que pode ser despejado em outro recipiente.

Compreendendo o mundo

Aqui encerramos a unidade 1. A ideia é fazer um balanço do que foi assimilado, avaliar se o conhecimento adquirido fez alguma diferença na vida dos alunos.

Unidade 2
Oxigênio e ozônio

O tema central dessa unidade são o oxigênio e o ozônio. Partindo dessas duas substâncias é possível discutir e apresentar vários conceitos necessários para o aprendizado do aluno, tais como: equações químicas, substâncias simples e compostas, elemento químico, leis ponderais, leis volumétricas, modelos, moléculas, notações químicas, fórmulas e alotropia. A questão do ozônio presente na troposfera e na estratosfera é explorada e, com isso, pode-se então conduzir a questão de que uma substância só é poluente quando está no lugar errado e numa concentração acima do limite aceitável (o que é uma característica particular de cada substância).

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

O objetivo dessa unidade é apresentar os conceitos fundamentais da Química: átomos, moléculas, substâncias simples, substâncias compostas, fórmulas químicas, equações químicas, massa atômica, mol, entre outros.

Esse conhecimento é importante por que tudo o que o aluno vai estudar a seguir depende dele.

Acreditamos que o primeiro passo para que o aluno compreenda todos esses conceitos e incorpore esse conhecimento é fazê-lo entender como e de que forma eles foram construídos. Caso contrário estaremos transmitindo apenas uma informação, e não um conhecimento, não é mesmo?

Por isso, nessa unidade queremos conduzir o aluno a descobrir – como em um romance cheio de suspenses e reviravoltas – todos os passos que os cientistas deram até formularem os conceitos químicos que conhecemos hoje.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Seguindo a lógica da construção do conhecimento, queremos, logo no início dessa unidade, mostrar como os cientistas começaram a classificar as substâncias em simples e compostas. Para isso, usamos as reações químicas.

Note que não pretendemos estudar os diferentes tipos de reações químicas (ainda não é o momento), mas apenas mostrar que a matéria se transforma, que duas matérias diferentes podem se transformar em uma só ou que uma única matéria pode se transformar em duas outras e que foi essa observação que gerou a classificação das substâncias.

A diferença entre substâncias simples e compostas leva ao conceito de elemento químico. Com base nesses conceitos e na busca de compreender o fenômeno da combustão, os cientistas chegaram a duas leis fundamentais que fizeram da Química uma ciência: a lei da conservação das massas e a lei das proporções constantes.

O modelo atômico que Dalton elaborou baseado em antigas teorias gregas passou a ser usado para explicar essas leis, as reações químicas e os fenômenos conhecidos até então. E o conceito de átomo foi adotado. Nessa época, a fórmula da água era apenas HO. E fazia sentido.

Mas para "desconforto geral", Gay-Lussac estabeleceu a lei volumétrica e, segundo essa lei, a fórmula da água não podia ser HO. Outras contradições começaram a surgir. Formou-se um impasse cuja solução foi proposta por Avogadro, que introduziu o conceito de molécula mostrando que água é mesmo H_2O.

Note, porém, que, ao seguir os passos dos cientistas na elaboração desses conceitos, não usamos as notações químicas que conhecemos hoje (porque eles não as usavam).

O desenvolvimento e o estudo das Leis Ponderais e Volumétricas ocorreram sem a utilização das notações químicas. Elas surgiram como uma necessidade para os cientistas da época. Seguindo esse mesmo percurso, esperamos que elas surjam também como uma necessidade para os alunos

(no capítulo 8), e não como algo imposto (é isso que dá à Química a fama de matéria decorativa).

Com base em todo esse conhecimento, estudamos a teoria atômico-molecular, os conceitos de massa atômica, massa molar, volume molar, mol e os princípios da estequiometria. Aprendemos também como as fórmulas das substâncias são determinadas hoje em dia e finalizamos com o estudo dos casos mais importantes de alotropia.

Capítulo 6 — Reações químicas

Este capítulo apresenta a interpretação das equações químicas, identificando seus reagentes e produtos e mostrando as dúvidas e os problemas enfrentados durante a História na tentativa de desvendar a constituição da matéria.

Objetivos

Descrever as reações químicas em forma de linguagem discursiva.

Conhecer a evolução das ideias referentes à constituição da matéria ao longo da História.

Distinguir e compreender as substâncias simples e compostas.

Compreender e utilizar a conservação da massa nas transformações químicas (lei de Lavoisier).

Compreender e utilizar a proporção de reagentes e produtos nas transformações químicas (lei de Proust).

Calcular quantidades dos participantes de uma reação utilizando as leis de Proust e de Lavoisier.

Reconhecer que a ciência Química está em constante transformação.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Reações químicas: reagentes e produtos.

Reações químicas: síntese e decomposição.

Substâncias simples × substâncias compostas.

As leis de Lavoisier e de Proust.

Comentários e sugestões

Ainda neste momento, as reações químicas serão abordadas somente numa linguagem discursiva, sem o uso de fórmulas. As reações químicas foram apresentadas antes dos átomos e moléculas propositalmente, com a função de mostrar aos alunos que esse conceito já vinha sendo estudado antes mesmo da descoberta dos átomos. Nessa ordem de abordagem dos conteúdos, haverá melhor compreensão sobre o conceito de reações químicas.

Para iniciar a aula, relembre com os alunos o experimento do capítulo 3: “Indícios de transformações químicas” (página 45), caso tenha sido realizado, mencionando o nome das substâncias que foram consumidas e formadas e assim identificando os reagentes e produtos. Utilizar as reações químicas de um experimento é um excelente exemplo para apresentar as massas das substâncias envolvidas correlacionando a lei de Lavoisier e de Proust.

Substâncias simples e compostas são definidas em uma linguagem discursiva com base nas reações de decomposição. Primeiramente apresente a seus alunos as reações de decomposição e síntese e, em seguida, defina os dois tipos de substâncias.

Nesta etapa é importante que o aluno reconheça que a Química, como ciência, está em constante mudança e que um modelo pode ser aceito em determinado momento, e, depois de certo tempo, outros podem vir a substituí-lo. Ou seja, nunca está pronto e acabado, mas está em constante transformação. Um bom exemplo disso é discutir com os alunos as ideias referentes à constituição da matéria.

É importante que os alunos resolvam exercícios para calcular as quantidades de reagentes e produtos participantes de uma reação química. Para determinar certas quantidades é interessante que o aluno entenda a ideia de proporção. Proponha que os exercícios sejam resolvidos em grupo. A supervisão do professor é importante para ajudar a sanar as possíveis dúvidas dos alunos.

Como reações de combustão são reações químicas estudadas no volume 2, em Termoquímica, e já foram abordadas superficialmente no capítulo 3, fica a critério do professor discutir e realizar a atividade experimental nessa aula, ou no momento que achar mais conveniente. Essa abordagem inicial, no entanto, irá fortalecer a aprendizagem em aulas posteriores.

Experimento: Combustão na balança de pratos

Construção de uma balança de pratos

Material necessário

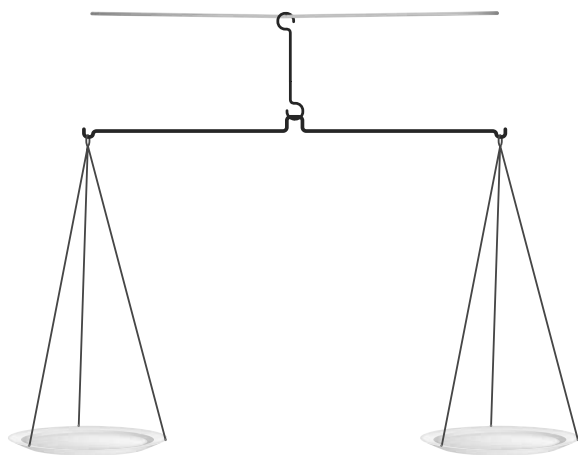
- 1 metro de fio de arame grosso (que não se enverga facilmente com as mãos) à venda em loja de material de construção;
- 3 metros de fio de cobre bem fininho, à venda em loja de materiais elétricos;
- 2 pratos de alumínio (que os restaurantes utilizam para vender comida para viagem) à venda em lojas de embalagens;
- 1 pedaço de barbante grosso para suspender a balança em um lugar alto (uma trave de madeira no teto, uma viga de concreto no pátio, um lustre, um porta-chapéus, um varal, etc.);

• Uma trena;
• Alicate de corte;
• Alicate de bico;
• Papel;
• Palha de aço;
• Caixa de fósforos.

Como fazer

Para fazer o travessão da balança, meça com a trena (se necessário) 1 metro de fio de arame grosso e corte com o alicate. Estique o fio com a ajuda do alicate de bico e meça o centro. Ainda utilizando o alicate de bico, torça o arame nesse ponto central para fazer uma saliência curva. Verifique se os dois lados do fio, antes e depois da saliência, ficaram com o mesmo comprimento. Acerte, se necessário, e encurve levemente as extremidades do fio.

Corte 6 pedaços de 50 cm cada, de fio de cobre. Faça três furos equidistantes em cada prato de alumínio e amarre um fio de cobre em cada furo. Junte as pontas dos fios de cobre (três para cada prato) e prenda-os juntos, em uma das extremidades do travessão.

Explique para o aluno que o arame precisa ser grosso para não curvar com o próprio peso, precisa ter pelo menos um metro de comprimento para que a balança tenha a sensibilidade necessária e que, quanto mais reto o travessão, maior a sensibilidade da balança. Um formato curvo de travessão (desses que estamos acostumados a ver em ilustrações) provoca uma diminuição na sensibilidade da balança. O formato reto torna a balança mais sensível. (Veja ilustração a seguir.)

Alex Argozino/Arquivo da editora

Faça um suporte triangular de cada lado do travessão, interligando os três fios que sustentam cada prato da balança com pedaços de arame. É nesse suporte que você irá fazer a combustão do papel e da palha de aço e não diretamente em cima do prato (para garantir que a diferença de massa observada na combustão esteja relacionada apenas à queima do material que está sendo investigado).

Pendure o travessão pela saliência central em um lugar alto e verifique se a balança está equilibrada. Teste a sensibilidade da balança, coloque um palito de fósforo em um dos pratos e verifique se ela pende para esse lado. Tudo certo? Então vamos começar o experimento.

Pegue um pedaço de papel e coloque-o cuidadosamente sobre um dos suportes acima do prato da balança. Equilibre a balança colocando palitos de fósforo, um a um, no prato da extremidade oposta.

Antes de acender o palito de fósforo e queimar o papel, peça que os alunos façam previsões acerca do que irá acontecer (para que lado a balança irá pender após o papel ter queimado).

Acenda o palito de fósforo e queime o papel. A balança irá pender para o lado dos palitos de fósforo. Como se trata de um sistema aberto, a queima do papel faz o lado do prato no qual o papel foi queimado "subir" já que os produtos formados são gasosos.

Repita o procedimento utilizando um pedaço de palha de aço no lugar do pedaço de papel. Peça novamente que os alunos façam previsões e, inclusive, que justifiquem suas previsões. Queime então a palha de aço. A balança irá pender para o lado da palha de aço queimada, pois os produtos formados são todos sólidos (óxidos de ferro) e o lado do prato em que a palha de aço foi queimada irá "descer".

Caso o professor não encontre o fio de cobre fininho para prender os pratos de alumínio, pode utilizar um cabo de cobre (constituído de vários fios de cobre entrelaçados) que precisará ser desencapado com a ajuda de um estilete. Os pratos de alumínio podem ser substituídos por pratos de papelão, desses de aniversário. Também é possível utilizar um pedaço de arame para fazer um suporte para o travessão da balança (nós fizemos isso).

Guarde a balança, pois voltaremos a utilizá-la no experimento da página 128.

Investigue

1. Como se trata de uma investigação, qualquer resposta devidamente justificada deve ser considerada correta (o aluno a princípio ainda não conhece a lei de Lavoisier). Assim, se ele disse que a massa dos produtos é menor que a massa dos reagentes porque a balança "subiu", a resposta está correta, pois foi isso que ele observou. Talvez algum aluno diga que as massas de reagentes e produtos são iguais e que a balança somente subiu porque a queima foi feita em ambiente aberto. Independentemente do que ouvir, não dê uma resposta definitiva ainda. Deixe-os pensando sobre o assunto.
2. Mesmo raciocínio da questão anterior.

Conversa com o professor

Ciência e sociedade

Chame a atenção dos alunos para o fato de que muitas vezes a ciência é construída para atender aos anseios de uma sociedade (principalmente de seus dirigentes), nem que para isso ela tenha que ser construída sobre hipóteses erradas e alicerces falsos. Observe a frase: "Qualquer teoria nova somente se tornará geralmente aceita pela comunidade científica se esta for apta não somente a explicar as observações já feitas pelos cientistas, mas também a prever os resultados de novos experimentos ainda não realizados. Este teste rigoroso de ideias científicas novas é o fator-chave para distinguir ciência de outras áreas de aspiração intelectual, tal como história de eventos econômicos ou mesmo pseudociência, como astrologia".

ALMEIDA, Wagner B. de. *Introdução à estrutura da matéria*. Cadernos temáticos de Química Nova na Escola. n. 4, maio, 2001.

A teoria do flogístico

Na tentativa de explicar o fenômeno que observamos no experimento da página 89, o cientista alemão Georg Ernst Stahl (1660-1734) criou a teoria do flogístico, com base nas ideias de Johann Joachim Becher (1635-1682), outro cientista alemão, que retomou em 1669 o conceito grego de que, quando ocorre combustão, "alguma coisa" é liberada.

Pela teoria de Stahl, algumas espécies de matéria continham flogístico, um princípio comum inflamável presente apenas nos materiais combustíveis. Um material que não queima não contém flogístico.

Essa teoria foi universalmente aceita por muito tempo porque não havia nenhuma outra forma de sistematizar muitos fatos conhecidos naquela época nem de resolver novos problemas que surgiam (o oxigênio ainda não havia sido descoberto). Assim, qualquer contradição que aparecesse era contornada para tentar mantê-la.

Acompanhe a seguir seus quatro pontos básicos:

I. Para explicar, por exemplo, a queima da madeira ou a oxidação do metal, Stahl desenvolveu o seguinte raciocínio: quando um material combustível é queimado, ou um metal sofre oxidação (reage com o oxigênio), o flogístico volatiliza, deixando um resíduo sólido (o óxido). A combustão é a decomposição de um material em óxido e flogístico. Exemplo:

$$\text{metal} \xrightarrow{\text{combustão}} \text{óxido do metal} + \text{flogístico}$$

Dessa forma, um material que sofre combustão, produzindo uma pequena quantidade de resíduo sólido, como o papel ou o carvão vegetal, é constituído basicamente de flogístico puro.

II. O ar é necessário durante uma combustão porque o flogístico não pode simplesmente desaparecer durante esse fenômeno.

O flogístico precisa se misturar com o ar ou com alguma parte dele. Se não houver ar presente, a combustão cessa porque não há nada com o que o flogístico possa se misturar. Quando cobrimos uma vela acesa de maneira a impedir completamente a circulação de ar, a vela se apaga. A combustão cessa porque o flogístico que compunha o material da vela que estava queimando foi para o ar, e assim o ar ficou saturado de flogístico. Um volume limitado de ar comporta apenas certa quantidade de flogístico. Nesse volume não é possível adicionar mais nenhuma quantidade de flogístico, pois ele já está saturado, e a combustão é interrompida.

III. Para explicar, por exemplo, como os metais eram obtidos de seus minérios, Stahl desenvolveu o seguinte raciocínio: é possível adicionar flogístico a um material incombustível – como um minério ou óxido metálico – por meio de sua calcinação junto a um material rico em flogístico – como o carvão. Por isso, a calcinação de um óxido metálico ou minério na presença de carvão (redução do minério), por exemplo, produz metal.

$$\text{óxido do metal} + \text{flogístico} \xrightarrow{\text{aquecimento}} \text{metal}$$

IV. O aumento de massa que ocorre quando um metal sofre combustão, corrosão ou "enferrujamento" (processo de oxidação, visto no item I) foi atribuído por Stahl à extrema "leveza" do flogístico.

Ao contrário de qualquer material, o flogístico não é atraído pela Terra, mas sim repelido por ela. Portanto, quanto mais flogístico um material tiver, mais leve ele será; já se um material perde flogístico, ele se torna mais pesado. Por exemplo, o metal contém mais flogístico que o óxido, portanto a massa do metal é menor que a do óxido formado depois da perda do flogístico.

$$\underset{\substack{\text{com flogístico} \\ \text{massa menor}}}{\text{metal}} \rightarrow \underset{\substack{\text{sem flogístico} \\ \text{massa maior}}}{\text{óxido do metal}} + \text{flogístico}$$

Alguns químicos chegaram a sugerir que o flogístico teria massa negativa, porém isso entrava em conflito com o fato de que, por exemplo, um pedaço de papel perde massa quando é queimado.

Na verdade, o fenômeno da queima de materiais, como papel, carvão e madeira, nunca chegou a ser explicado satisfatoriamente pela teoria do flogístico, pois o resultado era contraditório com aquele verificado na queima dos metais. Essa contradição abalou a teoria do flogístico e acabou levando ao abandono das ideias de Stahl.

$$\underset{\substack{\text{com flogístico} \\ \text{massa menor}}}{\text{papel}} \rightarrow \underset{\substack{\text{sem flogístico} \\ \text{massa menor que a inicial (?!)}}}{\text{resíduos sólidos}} + \text{flogístico}$$

Em meados do século XVIII começou a ocorrer a introdução de métodos precisos de investigação, originados dos trabalhos de alguns químicos, como o russo Mikhail Vasilyevich Lomonosov (1711-1765) e o francês Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794).

As leis ponderais, que veremos a seguir, são quantitativas, referentes às massas das substâncias que participam de uma reação química. Ao serem descobertas, deram início à chamada Química moderna.

A ciência não é neutra

Caso haja tempo disponível, após o experimento, explique a teoria do flogístico mostrando como ela tentava explicar os fenômenos observados, mostre as incoerências que apareciam e dê destaque para a frase:

"A teoria do flogístico foi universalmente aceita por muito tempo porque não havia nenhuma outra forma de sistematizar muitos fatos conhecidos naquela época nem de resolver novos problemas que surgiam (o oxigênio ainda não havia sido descoberto). Assim, qualquer contradição que aparecesse era contornada para tentar mantê-la." Mostrando que é assim mesmo que se constrói ciência.

Antes de entrar na lei da conservação da massa, discuta com os alunos que tal lei já havia sido determinada 13 anos antes pelo químico russo Mikhail Vasilyevich Lomonosov e que não teve impacto por não ter sido divulgada no resto da Europa (centro científico do século XVIII).

Da mesma forma atualmente, nenhum estudo ou descoberta tem impacto (em termos mundiais) se não for publicado em inglês.

Discuta com eles sobre a ciência que aprendemos e a que existe entre os povos de todo o mundo. Destaque a ciência construída pelas tribos indígenas, pelos povos orientais e a nossa falta de acesso a esse conhecimento devido à barreira da língua.

Comente também sobre a "mania" de destacar o tempo todo que tal pessoa de tal nacionalidade fez determinada descoberta "primeiro". Mostre que as descobertas surgem dentro de um contexto histórico que as favorece e que, para a humanidade como um todo, a informação de quem fez melhor ou fez primeiro não tem utilidade. Quem divulga tal informação, ao contrário, pode estar querendo utilizá-la como forma de exercer seu poder sobre os demais.

Resolução das questões

1. a) Reação de decomposição. O sinal de triângulo (Δ) colocado em cima (ou embaixo) da seta indica que a decomposição é feita por meio de aquecimento ou pirólise.

b) Reação de síntese. Duas substâncias diferentes reagem para formar uma única substância.

c) Reação de decomposição. O sinal "i" colocado em cima (ou embaixo) da seta indica que a decomposição ocorre por eletrólise (quebra pela passagem de corrente elétrica).

d) Reação de decomposição. O sinal de triângulo (Δ) colocado em cima (ou embaixo) da seta indica que a decomposição é feita por meio de aquecimento ou pirólise (quebra pelo fogo).

e) Reação de decomposição. O sinal "λ" colocado em cima (ou embaixo) da seta indica que a decomposição ocorre pela ação da luz.

2. A teoria da matéria contínua baseada em que toda matéria seria formada por uma única essência, baseada em quatro qualidades primárias (quente, frio, seco e úmido) que se combinavam aos pares, formando os elementos terra, água, ar e fogo. Essa hipótese, de Aristóteles, era sustentada pela teoria do vitalismo adotada na época, segundo a qual toda matéria se comportava como um organismo vivo. A extração de um metal de seu minério, por exemplo, era vista como um parto. Para Aristóteles, todos os diferentes tipos de matéria, formados pelas combinações dos elementos terra, água, ar e fogo, poderiam ser convertidos uns nos outros, bastando para isso variar as quantidades relativas das quatro qualidades (quente, frio, seco e úmido) que entrariam em sua composição. Essa ideia de que a matéria seria formada de uma única essência forneceu uma base sólida para uma atividade que começou a se desenvolver nessa época: a alquimia (que se manteve entre os anos 300 a.C. e 1500 d.C.).

Os alquimistas buscavam, entre outros objetivos, a transmutação dos metais, como a transformação do chumbo em ouro. Se toda matéria tivesse a mesma essência, bastaria trocar as qualidades (quente, frio, seco e úmido) para transformar um metal em outro.

3. São corretos os itens: 01, 02, 04, 08. Resposta: 15.

O item 08 está certo, muitas reações de análise ocorrem com absorção de energia, embora algumas ocorram com liberação de energia, como, por exemplo, a reação:

iodeto de hidrogênio $\rightarrow$ iodo + hidrogênio

O item 16 está errado, porque algumas substâncias compostas sofrem reação de síntese, por exemplo:

óxido de cálcio + água $\rightarrow$ hidróxido de cálcio

O item 32 está errado. De fato o ozônio pode sofrer reação de decomposição formando oxigênio, mas o ozônio é uma substância simples.

4. a) A teoria do vitalismo pregava um Universo mágico onde todas as coisas, animadas e inanimadas, tinham vida e vontade próprias. A teoria mecanicista pregava que o universo era uma imensa máquina e as explicações para os fenômenos naturais seriam encon-

tradas quando os cientistas tivessem desvendado o funcionamento de cada engrenagem dessa máquina.

b) Robert Boyle argumentava que havia uma explicação racional para o comportamento da matéria que poderia ser provada experimentalmente. Baseava seus argumentos com base na nova teoria de que toda matéria é formada por pequenas partículas, que ele denominou corpúsculos (teoria da matéria descontínua). Boyle também aperfeiçoou a bomba de vácuo e pesquisou experimentalmente a relação entre a pressão e o volume de um gás. Essa relação é hoje conhecida como lei de Boyle: "A pressão e o volume são grandezas inversamente proporcionais".

O texto a seguir pode ajudar o professor a orientar o trabalho dos alunos.

No século XVII surgiu uma nova forma de observar a natureza. Os chamados filósofos naturais, estudiosos da natureza e seguidores das ideias do filósofo inglês Francis Bacon (1561-1626), começaram a explicar os fenômenos não mais como faziam os alquimistas, concebendo o Universo como um organismo vivo, mas considerando tudo como parte de uma imensa máquina. (Um dos princípios da doutrina mecanicista é negar qualquer explicação mágica para os fenômenos naturais.) Por exemplo, para explicar o movimento dos ponteiros de um relógio de pêndulo, precisamos observar que esses ponteiros estão ligados a engrenagens que, por sua vez, estão conectadas a uma mola que é articulada conforme o movimento do pêndulo.

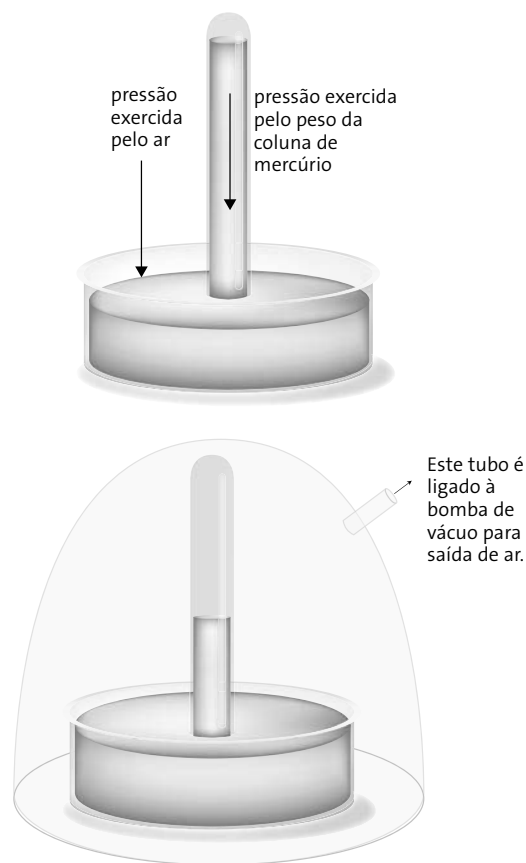
Para os filósofos naturais, o estudo de um fenômeno da natureza deveria seguir um enfoque semelhante: procurar na própria natureza as "peças da engrenagem" que provocam o fenômeno, tentando imaginar como estão conectadas. Essa abordagem do Universo como máquina ficou conhecida como "mecanicismo".

Alguns estudiosos da história da Química defendem a ideia de que a Química não se originou da alquimia, mas surgiu como um movimento diferenciado, a partir do século XVII, com a figura marcante de Robert Boyle e seus estudos de base "mecanicista".

Robert Boyle nasceu no castelo de Lismore, na Irlanda, em 25 de janeiro de 1627. Em 1645, foi morar no castelo de Dorset, na Inglaterra, dedicando-se à Teologia e à Química. Interrompia os estudos apenas para procurar, pela Europa, novos aparelhos para suas experiências. Também estudou anatomia quando esteve na Irlanda.

A Química passou a consumir a maior parte de seu tempo e interesse quando começou a procurar um conceito mais preciso de elemento, que ele mesmo havia definido como "os corpos mais simples que constituem os corpos complexos e aos quais finalmente se chega decompondo estes últimos".

Assim, Boyle preparou o terreno para as pesquisas de Lavoisier e de Dalton.

Nessa mesma época, o físico Otto von Guericke (1602-1686) inventou a bomba de vácuo ou bomba pneumática, um aparelho operado com as mãos para extrair o ar dos recipientes, que permitiu a realização de experimentos extraordinários, além do controle, em laboratório, da pressão exercida pelo ar. Boyle interessou-se muito pelo invento e em 1656 foi para Oxford, onde construiu uma bomba pneumática para suas experiências. Com ela, Boyle tentou aumentar o vácuo no tubo de Torricelli, aumentando o espaço entre a superfície de mercúrio e a parte superior do tubo. Para isso, introduziu a aparelhagem de Torricelli no interior de uma cúpula de vidro conectada a uma bomba de vácuo.

Alex Argozino/Arquivo da editora

Rarefazendo o ar no interior da cúpula de vidro, ou seja, reduzindo a pressão do ar exercida sobre a superfície do mercúrio da cuba, constatou que o nível do mercúrio no tubo baixava; o efeito era tanto mais intenso quanto maior o vácuo criado. A partir daí, toda a pesquisa de Boyle foi desenvolvida no sentido de estabelecer uma relação entre a pressão de um gás e o volume que ele ocupa. Sua obra *New Experiments* (Novas experiências físico-mecânicas a respeito das molas pneumáticas e seus efeitos), publicada em 1660, consagrou Boyle aos 33 anos como físico e filósofo.

Nesse ano foi fundada a Royal Society (Real Sociedade de Londres para o Conhecimento Natural), a primeira

sociedade científica da Grã-Bretanha e uma das primeiras do mundo.

A história da Royal Society é bastante distinta das histórias das demais sociedades que conseguiram vingar nessa época porque possuíam independência financeira, ou seja, os fundos necessários para as pesquisas eram fornecidos pelos próprios participantes. Isso implicou um início modesto, mas a não vinculação efetiva ao Estado concedeu a essa sociedade a liberdade necessária para desenvolver trabalhos científicos independentemente dos problemas políticos e sociais que ocorressem dentro ou fora da Inglaterra (que não eram poucos).

Os trabalhos de Boyle sobre o conceito de elemento, bem como uma severa crítica às concepções dos alquimistas e aos ensinamentos referentes à transmutação dos metais, resultaram na sua obra mais famosa: *The Sceptical Chemist* (*O químico cético*), um livro publicado em 1661. (O prefixo *alchemy* foi eliminado por Boyle e o campo ficou a partir daí conhecido como Química.)

The Sceptical Chemist é um livro em forma de diálogo platônico, muito comum naquela época, em que o debate da Química entre as diversas partes interessadas (aristotélicos, alquimistas e filósofos naturais) tornou popular a posição de Boyle, que, entre outras coisas, argumentava haver uma explicação racional para o comportamento da matéria que poderia ser provada experimentalmente.

Boyle afirmava isso com a nova teoria de que toda matéria era formada por pequenas partículas que ele chamava de corpúsculos.

Em 1662, publicou uma segunda edição de *New Experiments*, no qual divulgou a conclusão de seus trabalhos com a bomba de vácuo e o que atualmente conhecemos por lei de Boyle: o volume de um gás é inversamente proporcional à sua pressão (quando a pressão aumenta, o volume diminui na mesma proporção e vice-versa), desde que a temperatura seja mantida constante.

Em 1664, Boyle publicou *experiências e considerações a respeito das cores*, a primeira descrição dos indicadores químicos. Ele descobriu que todos os ácidos tornam azul o xarope da violeta vermelha, e todas as bases o tornam verde.

Em 1690 publicou *O cristão virtuoso*, onde declara que o principal dever religioso é o estudo da natureza. Em 30 de dezembro de 1691, Boyle faleceu em Londres, aos 64 anos. Em 1692 foi publicado o livro póstumo *História geral do ar*, em que Boyle descreve o calor como resultado de um aumento do movimento das partículas de um gás. Os métodos e a filosofia científica de Boyle forneceram a base para os estudos científicos das gerações seguintes.

Fontes de pesquisa: PORTO, Paulo Alves. *Van Helmont e o conceito de gás*: Química e Medicina no século XVII. 1995. São Paulo. Educ.
Enciclopédia Ciência Ilustrada Abril Cultural. Victor Civita (Editor). v. 7. 1971. São Paulo.

5. Alternativa E.
Para manter a proporção de 1: 8, tem-se:
Para o sistema I: 5 g de hidrogênio: 32 g de oxigênio: X = 36 g de água: Y = 1 g de hidrogênio em excesso.
Para o sistema II: 7 g de hidrogênio: 63 g de água: 4 g de excesso de oxigênio. Para haver o excesso de 4 g de oxigênio, a massa que deve aparecer na lacuna é 56 g (massa que reage com 7 g de hidrogênio na proporção indicada + 4 g = Z = 60 g).

6. De acordo com os dados temos:
mercúrio + oxigênio → (óxido vermelho de mercúrio)
50 g   4 g   54 g
100 g iniciais, logo 50 g ficaram sem reagir
a) Massa de oxigênio = 4 g
Massa de mercúrio = 50 g
b) 4 g de oxigênio ———— 50 g de mercúrio
x ———— 100 g de mercúrio
$x = \frac{100 \cdot 4}{50}$
x = 8 g de oxigênio

7. Pela lei de Proust concluímos a proporção em massa em que as substâncias reagem.
Exemplo: 24 g de magnésio reagem com 16 g de oxigênio formando 40 g de óxido de magnésio. A massa 48 g de magnésio é o dobro de 24 g, logo, irá reagir com 32 g de oxigênio (o dobro de 16 g) e irá formar 80 g de óxido de magnésio (o dobro de 40 g).
A massa de óxido de magnésio obtida também é encontrada pela lei da conservação da massa de Lavoisier:
48 g + 32 g = 80 g.
Assim, temos: A = 32 g e B = 80 g.

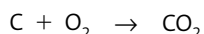
Massa de magnésio C:
$\frac{16 \text{ g de oxigênio}}{4 \text{ g de oxigênio}} = 4, \quad \text{então,} \ \frac{24}{C} = 4 \ \rightarrow$
$\rightarrow C = \frac{24}{4} \ \rightarrow \quad C = 6$

Massa de óxido de magnésio D:
$\frac{16 \text{ g de oxigênio}}{4 \text{ g de oxigênio}} = 4, \quad \text{então,} \ \frac{40}{D} = 4 \ \rightarrow$
$\rightarrow D = \frac{40}{4} \rightarrow \quad D = 10$

Massa de oxigênio E:
$\frac{360 \text{ g de magnésio}}{24 \text{ g de magnésio}} = 15, \ \text{então} \ \frac{E}{16} = 15 \ \rightarrow$
$\rightarrow E = 15 \cdot 16 \rightarrow \quad E = 240$

Massa de oxigênio F:
$\frac{360 \text{ g de magnésio}}{24 \text{ g de magnésio}} = 15, \ \text{então} \ \frac{F}{40} = 15 \ \rightarrow$
$\rightarrow F = 15 \cdot 40 \rightarrow \quad F = 600$
Outra alternativa seria: no segundo experimento a massa de magnésio dobrou em relação ao primeiro experimento, obedecendo à lei de Proust das proporções cons-

tantes, a massa de oxigênio também dobrará (A = 32 g), bem como a massa de formação do óxido de magnésio (B = 80 g) também dobrará. No terceiro experimento a massa de oxigênio caiu quatro vezes em relação ao primeiro experimento, assim as demais massas, como a do magnésio (C = 6 g) e do óxido de magnésio (D = 10 g) também devem diminuir na ordem de 4 para manter a lei das proporções constantes. No quarto experimento a massa do magnésio aumentou quinze vezes em relação à massa do primeiro experimento, assim a massa de oxigênio (E = 240 g) e a massa de óxido de magnésio formado (F = 600 g) também devem aumentar nesta mesma proporção.

8. a) Relação entre as massas de carbono que reagiram e as de dióxido de carbono formado:

	$C + O_2$	$\rightarrow CO_2$
1º experimento:	1 g	3,66 g
2º experimento:	9 g	32,94 g
Proporção:	0,11	0,11

Portanto, os experimentos 1 e 2 seguem a mesma proporção, obedecendo à lei de Proust.

b) Para se ter a correlação em porcentagem de dióxido de carbono (CO_2) é necessário calcular a massa desse composto para 100 g:

3,66 g de CO_2 ——— 1,00 g de C

100 g de CO_2 ——— x

X = 27,32 g de C, ou 27,32%

Pela lei de Proust, para se formarem 100 g de CO_2 é necessário 27,32 g de carbono, reagindo com 72,68 g ou 72,68% de oxigênio (100 - 27,32).

9. Alternativa C.

Ao ser queimado, o magnésio metálico se combina com o oxigênio do ar formando óxido de magnésio. O óxido de magnésio, por ter incorporado o oxigênio, tem massa maior que o magnésio metálico.

10. Cálculo da massa x:

$x + 49 = 68 + 18 \rightarrow x = 86 - 49 \rightarrow x = 37$ g

Cálculo da massa y:

$$\frac{37}{y} = \frac{18}{54} \rightarrow y = \frac{54 \cdot 37}{18} \rightarrow y = 111 \text{ g}$$

Como sobrou uma massa igual a 10 g de A no estado final, então a massa y que participou da reação no estado inicial foi de 121 g.

Cálculo da massa w:

$$\frac{49}{w} = \frac{18}{54} \rightarrow w = \frac{54 \cdot 49}{18} \rightarrow w = 147 \text{ g}$$

Como sobrou uma massa igual a 10 g de B no estado final, então a massa w que participou da reação no estado inicial foi de 157 g.

Cálculo da massa z:

$$\frac{68}{z} = \frac{18}{54} \rightarrow z = \frac{54 \cdot 68}{18} \rightarrow z = 204 \text{ g}$$

11. Massa de oxigênio A:

$$\frac{46 \text{ g de álcool etílico}}{9{,}2 \text{ g de álcool etílico}} = 5 \rightarrow \frac{96}{A} = 5 \rightarrow$$

$$\rightarrow A = \frac{96}{5} \rightarrow A = 19{,}2$$

Massa de gás carbônico B:

$$\frac{46 \text{ g de álcool etílico}}{9{,}2 \text{ g de álcool etílico}} = 5 \rightarrow \frac{88}{B} = 5 \rightarrow$$

$$B = \frac{88}{5} \rightarrow B = 17{,}6$$

Massa de água C:

$$\frac{46 \text{ g de álcool etílico}}{9{,}2 \text{ g de álcool etílico}} = 5 \rightarrow \frac{54}{C} = 5 \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{54}{5} = 54 \rightarrow C = 10{,}8$$

Massa de álcool etílico D:

$$\frac{96 \text{ g de oxigênio}}{9{,}6 \text{ g de oxigênio}} = 10 \rightarrow \frac{46}{D} = 10 \rightarrow$$

$$\rightarrow D = \frac{46}{10} \rightarrow D = 4{,}6$$

Massa de gás carbônico E:

$$\frac{96 \text{ g de oxigênio}}{9{,}6 \text{ g de oxigênio}} = 10 \rightarrow \frac{88}{E} = 10 \rightarrow$$

$$\rightarrow E = \frac{88}{10} \rightarrow E = 8{,}8$$

Massa de água F:

$$\frac{96 \text{ g de oxigênio}}{9{,}6 \text{ g de oxigênio}} = 10 \rightarrow \frac{54}{F} = 10 \rightarrow$$

$$\rightarrow F = \frac{54}{10} \rightarrow F = 5{,}4$$

Massa de álcool etílico G:

$$\frac{96 \text{ g de oxigênio}}{9{,}6 \text{ g de oxigênio}} = 4 \rightarrow \frac{46}{G} = 4 \rightarrow$$

$$\rightarrow G = \frac{46}{4} \rightarrow G = 11{,}5$$

Massa de gás oxigênio H:

$$\frac{88 \text{ g de gás carbônico}}{22 \text{ g de gás carbônico}} = 4 \rightarrow \frac{96}{H} = 4 \rightarrow$$

$$\rightarrow H = \frac{96}{4} \rightarrow H = 24$$

Massa de água I:

$$\frac{88 \text{ g de gás carbônico}}{22 \text{ g de gás carbônico}} = 4 \rightarrow \frac{54}{I} = 4 \rightarrow$$

$$\rightarrow I = \frac{54}{4} \rightarrow I = 13{,}5$$

Massa de álcool etílico J:

$$\frac{54 \text{ g de água}}{27 \text{ g de água}} = 2 \rightarrow \frac{46}{J} = 2 \rightarrow J = \frac{46}{2} \rightarrow J = 23$$

Massa de gás oxigênio K:

$$\frac{54 \text{ g de água}}{27 \text{ g de água}} = 2 \rightarrow \frac{96}{K} = 2 \rightarrow K = \frac{96}{2} \rightarrow K = 48$$

Massa de gás carbônico L:

$$\frac{54 \text{ g de água}}{27 \text{ g de água}} = 2 \rightarrow \frac{88}{L} = 2 \rightarrow L = \frac{88}{2} \rightarrow L = 44$$

Outra forma de resolução seria:

Com base nas leis ponderais:

- Sendo a proporção do primeiro experimento da massa do álcool etílico em relação ao segundo experimento da ordem de um decréscimo de 5 vezes, o valor de A no segundo experimento será 5 vezes menor do que o valor de A (96 g) do primeiro experimento, assim A = 19,2 g de oxigênio; aplicando essa mesma correlação para os outros compostos, B = 17,6 g de gás carbônico e C = 10,8 g de água.
- No terceiro experimento observamos uma diminuição da massa do oxigênio, neste experimento, em dez vezes em relação a sua massa no primeiro experimento, assim, fazendo a mesma correlação para os demais compostos, temos que D = 4,6 g de álcool etílico; E = 8,8 g de gás carbônico e F = 5,4 g de água.
- No quarto experimento observa-se uma diminuição da massa de gás carbônico de 4 vezes, neste experimento, em relação ao primeiro experimento, aplicando essa mesma ordem de diminuição para as demais substâncias, temos que G = 11,5 g de álcool etílico; H = 24 g de oxigênio e I = 13,5 g de água.
- O quinto experimento apresenta uma diminuição da ordem de duas vezes na massa de água, do primeiro experimento em relação ao quinto, aplicando essa mesma ordem de diminuição para as demais substâncias temos que J = 23 g de álcool etílico; K= 48 g de gás oxigênio e L = 44 g de gás carbônico.

12.

	mercúrio +	enxofre →	sulfeto de mercúrio	excesso
I.	5,0 g	1,0 g	5,8 g	0,2 g enxofre
II.	12,0 g	1,6 g	11,6 g	2,0 g mercúrio

Massas que reagiram efetivamente:

	mercúrio +	enxofre →	sulfeto mercúrio	excesso
I.	5,0 g	0,8 g	5,8 g	0,2 g enxofre
II.	10,0 g	1,6 g	11,6 g	2,0 g mercúrio

$$\frac{\text{massa de mercúrio}}{\text{massa de enxofre}} = \frac{5,00}{0,8} = \frac{10,0}{1,6} = 6,25$$

Observa-se que a massa de todas as substâncias, do segundo experimento, dobram em relação ao primeiro, obedecendo à lei das proporções de Proust.

Exercícios de revisão

6.1 Alternativa D.

Quando o papel é queimado, formam-se gás carbônico e vapor de água que abandonam o sistema (que é aberto), fazendo o prato A ficar mais leve que o B (A acima de B). Quando a palha de aço é queimada, formam-se óxidos de ferro que permanecem no sistema, fazendo o prato A ficar mais pesado que o B (A abaixo de B).

6.2 Alternativa A.

Os pratos A e C (que contêm carvão) terão suas massas diminuídas, uma vez que a quase totalidade do material presente nesses pratos será transformada em dióxido de carbono (gás). A tendência desses pratos, assim que houver a queima, será de se deslocar para cima, devido à perda de massa. Portanto, nos pratos A e C deverá haver adição de massa para restabelecer o equilíbrio.

Os pratos B e D (que contêm palha de aço) ficarão mais pesados, uma vez que o ferro que constitui a maior parte da palha de aço, ao se oxidar, transforma-se em óxido de ferro III (substância mais pesada que o aço presente inicialmente). Nos pratos B e D deverá haver retirada de massa para restabelecer o equilíbrio.

6.3 a) Na fumaça há substâncias no estado gasoso, como gás carbônico, monóxido de carbono e vapor de água. Há carbono finamente dividido (fuligem), que corresponde a carbono sólido. Há também pequenas gotículas de água no estado líquido. Portanto, na fumaça são encontradas substâncias nos três estados da matéria.

b) Não. Subtraindo-se da massa da madeira a massa das cinzas, não se chega à massa da fumaça. Na fumaça estão presentes substâncias que incorporaram oxigênio do ar. Esse oxigênio do ar (não computado no cálculo sugerido) contribui, portanto, para a massa da fumaça.

6.4 De acordo com a lei de Lavoisier, a soma das massas dos reagentes é igual à soma das massas dos produtos, assim:

A + 96 = 132
A= 132 – 96
A = 36 g de grafita.

448 + 256 = D
D = 704 g de sulfeto ferroso.

12 + B = 68
B = 68 – 12
B = 56 g de nitrogênio.

E + 56 = 63
E = 63 – 56
E = 7 g de hidrogênio.

80 + C = 112
C = 112 – 80
C = 32 g de oxigênio.

48 + F = 80
F = 80 – 48
F = 32 g de oxigênio.

6.5 A lei de Proust diz: "Quando qualquer substância composta é formada, seus elementos se combinam numa proporção em massa rigorosamente definida", ou seja, a proporção em massa das substâncias que reagem e que são produzidas numa reação é fixa, constante e invariável.

Proust chegou a essa conclusão observando que a decomposição de diferentes massas de uma substância composta produzia massas de substâncias simples sempre numa mesma proporção.

Pela tabela apresentada observamos que a variação da massa de todos os compostos, do primeiro experimento em relação ao segundo, dobrou, mantendo assim a proporção dobrada. O mesmo se observa para a correlação do primei-

ro experimento em relação ao terceiro, mas com uma ordem triplicada, também para todas as substâncias, mantendo a proporção constante.

6.6 Alternativa A.
O enferrujamento do ferro pode ser considerado uma reação de síntese, na qual o ferro metálico reage com o oxigênio e o vapor de água do ar atmosférico formando óxidos e hidróxidos de ferro. Como os reagentes gasosos foram incorporados ao produto sólido final e a reação ocorre em sistema aberto, a massa apontada na balança ao término da reação é maior que a inicial.

Capítulo 7 — Átomos e moléculas

Neste capítulo são apresentadas as etapas envolvidas para a criação de um modelo científico. Além disso, apresenta como o modelo de Dalton contribuiu para as leis ponderais e como o conceito de molécula proposto por Avogadro podia solucionar as contradições entre a teoria atômica de Dalton e as leis volumétricas de Gay-Lussac determinadas experimentalmente e, mesmo assim, a comunidade científica demorou cerca de 50 anos para se dar conta disso (leia o texto sobre o trabalho de Avogadro na página 42 destas Orientações).

Objetivos

Definir substâncias simples, substâncias compostas e misturas baseado no conceito de moléculas.

Entender o que são modelos e como o modelo de Dalton foi utilizado para explicar as leis ponderais.

Conhecer as leis volumétricas e constatar os conflitos que surgiram entre as observações de Gay-Lussac e a teoria de Dalton.

Contextualizar e analisar a contribuição dos modelos para evolução da Química.

Resolver problemas a partir de dados experimentais utilizando a lei das proporções volumétricas de Gay-Lussac e a hipótese de Avogadro.

Compreender a simbologia e os códigos da Química.

Representar as substâncias a partir de códigos.

Conteúdos específicos imprescindíveis para a sequência dos estudos

Modelo e suas etapas.

As leis de proporções volumétricas de Gay-Lussac.

Hipótese de Avogadro.

Moléculas.

Conceitos de substâncias simples, substâncias compostas e misturas.

Comentários e sugestões

Para tornar esta aula mais atrativa, comece discutindo com os alunos sobre “O que é um modelo?”. Escreva no quadro de giz as principais ideias dos alunos a respeito desse assunto.

Posteriormente, como exemplo de modelo utilizado na Química, aborde o proposto por Dalton. Conte também um pouco sobre a vida desse cientista que está no boxe **Curiosidade**, por exemplo, sobre a seita protestante que ele seguia (*quakers*), que não admite hierarquia eclesiástica, realiza encontros em silêncio, não pega em armas e se opõe firmemente à violência e à guerra. Comente também a respeito do daltonismo.

Para que os alunos compreendam com mais clareza a lei volumétrica de Gay-Lussac, realize o experimento da página 102: eletrólise da água. O conhecimento dessa lei pode ser construído por meio das observações dessa atividade experimental.

O conceito de moléculas nesta aula é feito a partir de modelos, sem a utilização de fórmulas. Nesta etapa, o professor deve informar que as “bolinhas” são apenas representações e que são utilizadas por motivos didáticos para facilitar o aprendizado.

Para conceituar substâncias simples e compostas e misturas partindo da ideia de moléculas, sugerimos o experimento a seguir.

Atividade extra

Material necessário

- 15 bolinhas de isopor (pelo menos de dois tamanhos diferentes)
- 10 palitos de dente
- Uma canetinha colorida

Como fazer

Utilizando as bolinhas de isopor, monte modelos que representam moléculas utilizando os palitos de dente para a conexão das bolinhas. Sugere-se que sejam montadas “moléculas” com, no máximo, três bolinhas e dois tamanhos diferentes, parecidas com os sistemas que estão no livro (páginas 107 e 108).

Faça um círculo com os alunos e peça que em grupos de três a cinco se direcionem ao centro e identifiquem se os modelos das moléculas feitas de isopor correspondem a substâncias simples, compostas ou misturas. À medida que os grupos estiverem no centro, os outros alunos poderão ir anotando em seus cadernos as “moléculas” que estão sendo representadas.

Certifique-se de que nesta atividade todos os alunos participem, ou seja, para cada sistema que irão classificar, solicite a presença de outros alunos no centro do círculo.

Pode-se montar e desmontar as "moléculas" no momento da aula, trabalhando-se inclusive com uma quantidade menor de material do que aquela sugerida no início.

Experimento: Eletrólise da água

O objetivo deste experimento é entender a proporcionalidade dos volumes gasosos com os coeficientes de uma reação. Para essa atividade, a reação que será feita é referente à decomposição da água. Realize esse experimento com seus alunos. Faça grupos de alunos e peça a eles que escrevam a reação de decomposição da água de forma balanceada em uma folha de caderno. Em seguida, faça a correção da representação dessa reação, enfatizando os coeficientes da reação. Explique quais os materiais utilizados no experimento e também os termos ânodo, cátodo e eletrodo. Peça aos alunos que façam anotações em uma folha de caderno do que for observado. Por fim, peça a um integrante de cada grupo para que leia em voz alta as observações elencadas. Partindo dessas observações, inicie a discussão e assim a ideia da proporção volumétrica pode ser construída.

Investigue

1. Sugestão: O oxigênio é produzido no ânodo (o eletrodo ligado ao polo positivo do gerador) e o hidrogênio é produzido no cátodo (eletrodo ligado ao polo negativo do gerador). O aluno pode chegar a essa conclusão observando que o volume de gás obtido no ânodo é menor do que o volume do gás obtido no cátodo.
2. Sugestão: na prática, a razão rigorosa 2 : 1 não se verifica por causa da diferença de solubilidade do oxigênio e do hidrogênio em meio aquoso: gás oxigênio = 4,89 cm^3 por 100 mL de água a 0 °C e gás hidrogênio = 2,1 cm^3 por 100 mL de água a 0 °C.
3. Se o aluno repetir o experimento ele verá a formação de um gás verde no ânodo (gás cloro) e poderá concluir que está ocorrendo um outro fenômeno, diferente do anterior.

Conversa com o professor

Avogadro

O meio científico, como em qualquer outra área de estudo ou de trabalho, está sujeito à vaidade humana, ao preconceito e suas consequências.

Um exemplo disso é o trabalho de Avogadro que foi ignorado por quase 50 anos, provavelmente porque ele não fazia parte do grupo de "químicos de elite" de sua época.

O texto a seguir resume o que aconteceu.

O resultado do trabalho de Avogadro foi publicado em 1811, quando ele tinha 35 anos, no *Journal de Physique*, com o título: "Ensaio sobre um modo de determinar as massas relativas das moléculas elementares dos corpos e as proporções segundo as quais entram nas combinações".

Porém, as descobertas de Avogadro passaram quase totalmente despercebidas, somente seus alunos davam crédito às suas ideias.

Em 1820, Avogadro tinha alcançado relativo progresso na carreira do magistério: foi nomeado professor de Matemática na Universidade de Turim pelo rei Vítor Emanuel I. Um ano depois, o rei abdicou em favor de seu irmão Carlo Felice, que acabou fechando a universidade em 1822.

Sem opção, Avogadro teve de se aposentar com o título de professor emérito, voltando a exercer a profissão de jurista. Mas seu interesse pela ciência não diminuiu, e, dez anos mais tarde, em 1834, quando a universidade foi reaberta, Avogadro recuperou a cátedra. Tinha nessa época 58 anos e exerceu o cargo por mais 16 anos. Aposentou-se definitivamente aos 74 anos. Faleceu em 1856, aos 80 anos. A notícia de sua morte saiu em pequenas notas nas revistas científicas menos importantes.

Mesmo um ano depois, durante a inauguração de um busto em sua homenagem, nenhum cientista esteve presente; apenas dois de seus ex-alunos discursaram em sua homenagem.

A monografia histórica que Avogadro publicara em 1811 ainda era desconhecida pelo mundo científico em 1860, quatro anos depois do seu falecimento. O processo de "reconhecimento" foi bastante lento porque poucos cientistas se ocuparam em verificar experimentalmente a validade das suas hipóteses.

Quem primeiro defendeu as ideias de Avogadro foi um químico siciliano, Stanislao Cannizzaro (1826-1910), durante o Congresso Internacional de Karlsruhe, em 1860. O encontro reunia os mais importantes pesquisadores de todo o mundo. O objetivo principal era resolver problemas fundamentais da Química – que Avogadro já tinha resolvido meio século antes. Discutiu-se, no congresso, como medir as massas atômicas dos elementos e como distinguir "átomos simples" de "átomos compostos".

Eram a audiência e o tema que dariam o devido reconhecimento ao trabalho de Avogadro, se tivessem dado atenção à exposição de Cannizzaro. Acontece que tanto Avogadro, que formulara as hipóteses, como Cannizzaro, que as havia compreendido, eram nomes desconhecidos em meio aos cientistas presentes, e

provavelmente por isso, as ideias geniais, apresentadas com fervor, foram recebidas com total desinteresse.

Contam que no encerramento do congresso um famoso químico da época, Jean-Baptiste André Dumas (1800-1884), declarou que: “Os químicos do mundo todo devem esforçar-se por reformular os conceitos de ‘átomos simples’ e de ‘átomos compostos’.”

Para a revolta de Cannizzaro, Dumas não havia sequer percebido que essa reformulação já existia e fora apresentada por ele durante o congresso. Cannizzaro ainda tentou convencer Dumas por todos os meios, mas ele se manteve totalmente indiferente. Acontece que Dumas era um químico orgânico que, na época, lidava com compostos extraídos de organismos vivos, como proteínas, açúcares e lipídios. Tanto para Dumas como para todos os demais congressistas, a química orgânica e a inorgânica eram regidas por leis inteiramente diferentes e a proposta de que todos os fenômenos químicos podiam ser regidos por leis únicas e simples parecia absurda. Foi quando Cannizzaro entrou em ação e começou a distribuir entre os participantes do congresso uma monografia intitulada “Resumo de um curso de Filosofia Química”, já divulgada na Itália sem muito sucesso.

Alguns congressistas leram o trabalho e, a partir dele, passaram a desenvolver pesquisas. O ceticismo dos cientistas foi sendo dissipado, à medida que verificações experimentais se sucediam comprovando a exatidão das hipóteses de Avogadro. Quatro décadas se passaram até que, no final do século XIX, elas foram universalmente aceitas. Numa homenagem tardia, uma das constantes mais importantes da Química (talvez a mais importante) cujo valor recomendado atualmente pelo SI e pela Iupac seja de $6{,}02214 \cdot 10^{23}$ é denominada “constante de Avogadro.”.

Resolução das questões

1. A afirmação é falsa. Os modelos que os cientistas criam para ilustrar uma teoria não são um retrato do que ocorre em nível microscópico, porque o cientista não pode “enxergar” realmente o que ocorre nesse nível. O que o cientista faz é, em função dos resultados obtidos macroscopicamente, supor o que se passou em nível microscópico criando um modelo que ilustre sua teoria. Um modelo não é a entidade física que ele representa, não possui necessariamente existência física real e, se necessário, pode ser trocado por outro modelo mais elaborado sempre que surgir um fato novo que justifique a troca.

2. a) Segundo Dalton, as substâncias simples, ou elementos, seriam formadas de “átomos simples” que se mantinham isolados, pois ele acreditava que átomos de um mesmo elemento químico sofreriam repulsão mútua.

b) Dalton partiu do princípio de que a água é composta de hidrogênio e oxigênio na proporção em massa de 1 : 8 e considerou o “átomo composto” de água formado de um “átomo simples” de hidrogênio e um “átomo simples” de oxigênio; dessa forma, as massas relativas desses elementos seriam respectivamente 1 e 8.

3. Volume de gás hidrogênio A:

$$\frac{15 \text{ L de cloreto de hidrogênio}}{14 \text{ L de cloreto de hidrogênio}} \approx 1{,}07$$

$$\frac{A}{7} = 1{,}07 \rightarrow A = 1{,}07 \cdot 7 \rightarrow A = 7{,}49$$

Volume de gás cloro B:

$$\frac{15 \text{ L de cloreto de hidrogênio}}{14 \text{ L de cloreto de hidrogênio}} \approx 1{,}07$$

$$\frac{B}{7} = 1{,}07 \rightarrow B = 1{,}07 \cdot 7 \rightarrow B = 7{,}49$$

Volume de gás hidrogênio C:

$$\frac{3 \text{ L de gás cloro}}{7 \text{ L de cloro}} \approx 0{,}43$$

$$\frac{C}{7} = 0{,}43 \rightarrow C = 0{,}43 \cdot 7 \rightarrow C = 3{,}01$$

Volume de cloreto de hidrogênio D:

$$\frac{3 \text{ L de gás cloro}}{7 \text{ L de cloro}} \approx 0{,}43$$

$$\frac{D}{14} = 0{,}43 \rightarrow D = 0{,}43 \cdot 14 \rightarrow D = 6{,}02$$

Volume de gás cloro E:

$$\frac{2 \text{ L de gás hidrogênio}}{7 \text{ L de gás hidrogênio}} \approx 0{,}29$$

$$\frac{E}{7} = 0{,}29 \rightarrow E = 0{,}29 \cdot 7 \rightarrow E = 2{,}03$$

Volume de cloreto de hidrogênio F:

$$\frac{2 \text{ L de gás hidrogênio}}{7 \text{ L de gás hidrogênio}} \approx 0{,}29$$

$$\frac{F}{14} = 0{,}29 \rightarrow F = 0{,}29 \cdot 14 \rightarrow F = 4{,}06$$

Valores arredondados: A = 7,5; B = 7,5; C = 3; D = 6; E = 2 e F = 4.

4. Alternativa B.

$$\frac{1 \text{ gás nitrogênio}}{4 \text{ L}} + \frac{3 \text{ gás hidrogênio}}{9 \text{ L}} \rightarrow \frac{2 \text{ gás amônia}}{? \text{ (amônia)}}$$

Pela equação química temos que:

1 L de gás nitrogênio ———— 3 L de gás hidrogênio

x ———————————— 9 L de gás hidrogênio

$$x = \frac{9 \cdot 1}{3} \rightarrow x = 3 \text{ L de gás nitrogênio}$$

Há excesso de 1 L de gás nitrogênio.

5. Alternativa D.

I. Sim. De acordo com a visão substancialista o átomo de ouro é a menor parte do ouro capaz de guardar as suas propriedades, portanto, nessa visão o átomo de ouro é dourado.

II. Sim. De acordo com a visão substancialista, a molécula é a menor parte da substância capaz de guardar suas propriedades, portanto, nessa visão uma molécula rígida não pode formar uma substância macia.

III. Não. A afirmativa III indica que as propriedades das substâncias, como ponto de fusão e de ebulição, dependem das interações entre as moléculas (o que é verdade); não são propriedades de cada molécula em particular.

IV. Sim. De acordo com a visão substancialista, os objetos se expandem com o aumento da temperatura, porque os átomos que formam esse objeto se expandem.

6. Alternativa E.

7. a) Nitrogênio e Oxigênio.

b) Dióxido de carbono (CO_2).

8. a) água = H_2O; oxigênio: O_2

b) O oxigênio utilizado pelos peixes na respiração é o gás oxigênio: O_2. O estudante confundiu a substância oxigênio com o elemento oxigênio. O gás dissolvido pode acabar, mas o oxigênio da molécula de água faz parte de sua constituição.

9. A – III; B – I; C – IV; D – V; E – II.

10. a) A: 7 moléculas; C: 7 moléculas; E: 4 moléculas.

b) B: 16 átomos; D: 12 átomos; E: 24 átomos.

c) A: 1 elemento químico; C: 4 elementos químicos; D: 2 elementos químicos.

d) A: 2 substâncias; B: 1 substância; C: 3 substâncias.

11. Considerando que o número de moléculas é o mesmo em todos os sistemas:

a) Há mais átomos de oxigênio na molécula B (dióxido de carbono), pois cada molécula é formada por dois átomos de oxigênio e um átomo de carbono.

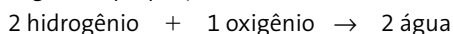
b) Há mais átomos de carbono na molécula C (gás eteno), pois cada molécula é formada por dois átomos de carbono e quatro átomos de hidrogênio.

c) Novamente, há mais átomos de hidrogênio na molécula C (gás eteno), pois cada molécula é formada por dois átomos de carbono e quatro átomos de hidrogênio.

12. Alternativa B.

A reação de formação da água ocorre segundo a equação a seguir, na proporção em volume indicada:

2 hidrogênio + 1 oxigênio → 2 água

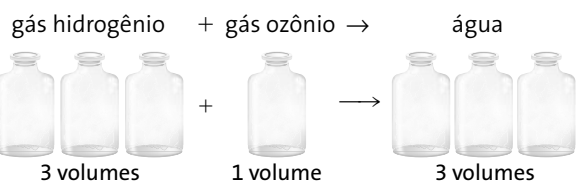
2 volumes

1 volume

2 volumes

13. Alternativa B.

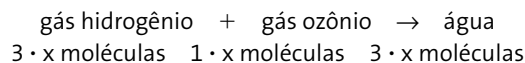
Conforme descreve o enunciado, a reação ocorre na seguinte proporção em volume:

gás hidrogênio + gás ozônio → água

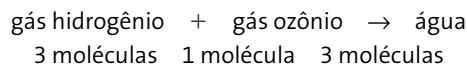
Alex Argozino/Arquivo da editora

Segundo a lei de Avogadro: "Volumes iguais de gases diferentes nas mesmas condições de pressão e temperatura possuem o mesmo número de moléculas".

Se chamarmos esse número de x, teremos:

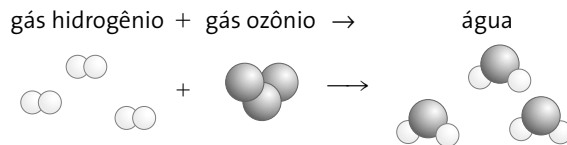
gás hidrogênio + gás ozônio → água

$3 \cdot x$ moléculas $1 \cdot x$ moléculas $3 \cdot x$ moléculas

Dividindo todos os valores por x, a proporção em moléculas que reage e que é produzida não é alterada; dessa forma, temos:

gás hidrogênio + gás ozônio → água

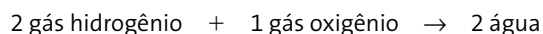
3 moléculas   1 molécula   3 moléculas

Para que os dados volumétricos e moleculares fiquem compatíveis é necessário que:

- A molécula de gás hidrogênio seja formada por dois átomos do elemento hidrogênio;
- A molécula de gás ozônio seja formada por três átomos do elemento oxigênio; e
- A molécula de água seja formada por um átomo de oxigênio e dois átomos de hidrogênio.

gás hidrogênio + gás ozônio → água

14. Alternativa C.

Podemos dizer que reações químicas são rearranjos de átomos formando moléculas de substâncias diferentes das que existiam nos reagentes. Desse modo, em qualquer reação química a massa total de reagentes e de produtos e o número total de átomos se mantêm inalterados (se conservam).

15. Pela equação fornecida, concluímos que:

2 gás hidrogênio + 1 gás oxigênio → 2 água

100 moléculas de gás hidrogênio reagem com 50 moléculas de gás oxigênio, produzindo 100 moléculas de água. Logo, são necessárias 50 moléculas de gás oxigênio e são produzidas 100 moléculas de água (reação completa).

16. 2 L de dióxido de enxofre reagem com 1 L de oxigênio produzindo 2 L de trióxido de enxofre, portanto: 900 L de dióxido de enxofre reagem com 450 L de oxigênio produzindo 900 L de trióxido de enxofre. Como o fator de conversão do dióxido de enxofre é de 97% a 450 °C, temos:

$$\frac{900 \cdot 97}{100} = 873 \text{ L de trióxido de enxofre}$$

17. Alternativa C.

cloreto de arsênio → arsênio + cloro

2 L cloreto de arsênio ——— 3 L de cloro

2 volumes ——— 3 volumes

2 · x moléculas ——— 3 · x moléculas

Conforme informa o enunciado, cada molécula de cloro possui dois átomos de cloro. Temos então 6 átomos de cloro para distribuir em 2 moléculas de cloreto de arsênio; portanto, cada molécula dessa substância deve ter 3 átomos de cloro.

Sempre que desenhar um modelo na lousa, lembre o aluno de que os átomos estão fora de escala e que as cores são fantasia porque átomo e moléculas não têm cor (a cor é propriedade de corpos macroscópicos, ou seja, depende da interação entre um número muito grande de átomos e moléculas).

Exercícios de revisão

7.1 Alternativa E.

Na afirmação do cientista faltou a verificação de evidências que comprovassem os fatos que ele havia concluído.

7.2 Alternativa D.

Os átomos de Dalton são apenas um modelo que pode ser utilizado para explicar as leis da conservação da massa e a lei das proporções definidas. Eles não têm existência física real e, portanto, não podem ser observados.

7.3 Alternativa D.

Os fenômenos elétricos pressupõem a existência do elétron como partícula subatômica. O modelo de Dalton não deixava margem à existência de partículas subatômicas de quaisquer tipos.

7.4 Alternativa C.

1 gás nitrogênio + 3 gás hidrogênio → 2 gás amônia

1 V + 3 V → 2 V

Reagentes: 4 volumes Produtos: 2 volumes

Contração de volume igual a 50%.

7.5 Os volumes das substâncias gasosas que reagem e que são produzidas nas mesmas condições de temperatura e pressão guardam entre si uma relação de números inteiros e pequenos. Gay-Lussac observou a seguinte proporção invariável: cada 2 volumes de gás hidrogênio reagem com 1 volume de gás oxigênio para formar 2 volumes de vapor de água. Para justificar essa observação, Gay-Lussac propôs que a água era composta por duas partes de hidrogênio e uma de oxigênio. Porém, para que a proporção experimental de 1 : 8 entre hidrogênio e oxigênio fosse mantida, se o "átomo composto de água" tivesse dois hidrogênios, era necessário que a massa relativa do oxigênio fosse 16 e isso entrava em conflito com as ideias de Dalton.

7.6 São corretos os itens: 01, 04, 16 e 32. Resposta: 53.

O item 02 é errado porque o volume não permanece constante. O que permanece constante é a proporção em volume de reagentes e produtos.

O item 08 é errado porque a proporção só é válida se as condições de temperatura e pressão forem mantidas constantes durante o processo.

Capítulo 8 — Notações químicas

O objetivo deste capítulo é inicialmente transpor o trabalho que os alunos vinham fazendo ao representar as moléculas e as equações químicas com o modelo de Dalton para a notação de símbolos e fórmulas utilizadas em Química.

Aprender o princípio de balanceamento de equações por tentativa com base nas leis ponderais. Utilizar o conceito de densidade relativa (o que está mais acessível ao aluno neste momento do aprendizado) para estabelecer a massa molecular e a massa atômica dos elementos. Transmitir o conceito de massa molar, quantidade de matéria, constante de Avogadro e volume molar.

Tais conceitos são muito importantes nesse momento para dar ideia da dimensão dos átomos, das partículas elementares e quantidade de átomos em uma amostra do elemento, pois na próxima unidade iniciaremos o estudo da estrutura atômica.

Este capítulo também apresenta como são determinadas as fórmulas percentual, mínima e molecular das substâncias por meio de dados quantitativos.

Objetivos

Compreender a simbologia e códigos.

Traduzir a linguagem simbólica da Química, compreendendo seu significado em termos microscópicos.

Compreender e realizar o balanceamento de equações químicas correlacionando à lei de Lavoisier.

Realizar cálculos e compreender as relações quantitativas referentes às quantidades de entidades químicas (átomos, moléculas).

Interpretar e realizar cálculos químicos a partir de dados quantitativos para determinação de fórmulas.

Compreender e estabelecer proporções de quantidades para determinação de fórmulas.

Converter a linguagem discursiva em linguagem simbólica.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Simbologia química: fórmulas.

Lei de Lavoisier.

Balanceamento das equações químicas.

Massa atômica e massa molecular.

Massa molar.

Constante de Avogadro.
Volume molar.
Quantidade de matéria.
Fórmulas mínima, molecular e percentual.

Comentários e sugestões

Para iniciar este capítulo, questione os alunos se sabem o que é um símbolo e solicite exemplos de símbolos que conheçam. Parta desse início para extrapolar sobre os símbolos químicos. O objetivo dessa forma de abordagem é verificar os conhecimentos prévios do aluno sobre simbologia química. Por meio das ideias resultantes dessa discussão o conhecimento da simbologia química pode ser construído.

A partir daí, apresente os símbolos "aos poucos" dizendo por que alguns deles não têm relação com o nome em português. A simbologia é proveniente do nome original, geralmente do latim. Comente com seus alunos que a linguagem química é válida internacionalmente.

Permita que seus alunos consultem sempre a tabela periódica. Nunca peça que memorizem os símbolos. Esse é um tipo de conhecimento que não acrescenta nada ao aluno.

Na representação das fórmulas utilizando símbolos, enfatize a diferença entre índice e coeficiente, pois posteriormente esse conteúdo será necessário para fazer o balanceamento das reações químicas.

Antes de falar da massa atômica propriamente dita, explique que, quando se refere à massa, se está fazendo comparações a um padrão estabelecido. Para cada situação relaciona-se um padrão mais adequado. Por exemplo, miligramas não seria um padrão adequado para determinar a massa de um avião ou gramas para determinar a massa de um átomo.

Caso não tenha tempo suficiente, trate da densidade relativa dos gases no capítulo referente a gases (volume 2, unidade 1).

Para facilitar os cálculos, adote o número $6{,}0 \cdot 10^{23}$ ao se referir à constante de Avogadro.

É importante ensinar seus alunos a consultar pela tabela periódica os dados de massas atômicas para que possam realizar cálculos. Utilize a tabela periódica que se encontra no início do livro (junto ao sumário). Mostre a eles (na legenda) que, para todo elemento químico, há dois números e que a massa atômica corresponde ao número maior.

O professor observará durante as aulas, referentes às quantidades de átomos e moléculas, que os alunos geralmente apresentam dificuldades na interpretação dos exercícios e na realização dos cálculos com o uso da notação científica com potência na base 10. É importante ajudá-los neste momento, para que desenvolvam a habilidade em representar números muito pequenos ou muito grandes nessa base. Incentive os alunos que apresentam mais facilidade a auxiliar os colegas que apresentam mais dificuldade com a sua supervisão e orientação.

Experimento: Relação de massas

Este experimento é um bom instrumento para que os alunos compreendam a ideia de mol como quantidade de matéria. A unidade de massa atômica (u) é um padrão criado para determinar a massa de um átomo, utilizando o mesmo critério de comparação das outras unidades de massa conhecidas. Esclareça que a massa do átomo em questão também é um padrão estabelecido (nesse caso 1/12 da massa de um átomo de carbono 12). Quando se referir à massa de um átomo ou de uma molécula, frise que a unidade é expressa em u.

Este experimento pode ser realizado em grupos de 5 alunos. Se disponibilizar uma balança para cada grupo for difícil, fique responsável pela balança e permita que todos os grupos usem a mesma. Ou seja, um grupo por vez irá realizar a pesagem. À medida que os grupos vão realizando as pesagens, peça que respondam às questões do item **Investigue**. No final, solicite que os grupos apresentem os dados das questões respondidas e, assim, inicie uma discussão sobre o assunto. É interessante que todos os grupos utilizem o mesmo tipo de grampo, cotonetes e palitos de dente, para que não haja discrepância muito grande sobre os resultados.

Investigue

1. O resultado do experimento depende de uma série de fatores como a sensibilidade da balança construída, a uniformidade dos palitos de dente utilizados como padrão de massa e a própria uniformidade entre os objetos cuja massa está sendo medida (cotonete, clipe de papel, grampo). É importante para o aluno constatar as dificuldades que ocorrem na execução de um experimento. Guardadas as devidas proporções, ele pode imaginar as dificuldades pelas quais os cientistas passam para poder chegar a uma teoria. De qualquer forma, é possível concluir que a massa de dois objetos de mesmo tipo é o dobro da massa de um objeto e que a massa de três objetos é o triplo da massa de um.

2. Em geral é o grampo, porque, como a massa desse objeto é maior, é necessário um número de palitos de dente maior para equilibrar o prato e, como os palitos de dente nunca são uniformes, as discrepâncias se multiplicam.

3. Resposta pessoal. No nosso experimento medimos:

Nº de objetos	**1 objeto** massa/pd	**4 objetos** massa/pd	**5 objetos** massa/pd
Cotonete	2	$4 \cdot 2$	$5 \cdot 2$
Clipe	7	$4 \cdot 7$	$5 \cdot 7$
Grampo	12	$4 \cdot 12$	$5 \cdot 12$

Nº de objetos	10 objetos massa/pd	100 objetos massa/pd	1000 objetos massa/pd
Cotonete	10 · 2	100 · 2	1000 · 2
Clipe	10 · 7	100 · 7	1000 · 7
Grampo	10 · 12	100 · 12	1000 · 12

Considerando que os objetos são iguais e de mesma massa, o cálculo da massa de um determinado número **n** de objetos é igual a esse número **n** multiplicado pela massa de um objeto.

4. Sim. Cotonete: 2 pd/n; clipe de papel: 7 pd/n; e grampo: 12 pd/n.

Conversa com o professor

Unidades recomendadas

Ainda hoje é muito comum se definir, e usar nesse sentido, que o mol é a massa atômica ou molecular expressa em gramas. A definição atual para mol é muito diferente dessa, e deixa claro que o mol não se refere à grandeza massa, mas é a unidade de medida da grandeza quantidade de matéria.

A seguir são exemplificadas algumas situações em que o uso de certas expressões não é mais recomendado por serem ambíguas ou induzirem a erros conceituais.

Uso não recomendado	Uso recomendado
Peso atômico	Massa atômica
Peso molecular	Massa molecular
Número de moles, Número de átomos-grama, Número de íons-grama	Quantidade de matéria
Átomo-grama, Molécula-grama (ou mol), Peso-fórmula	Massa molar
Moles	Mols
u.m.a	u

Fonte: SILVA, Roberto Ribeiro; ROCHA FILHO, Romeu C. Mol: uma nova terminologia. In: *Química Nova na Escola*, n. 1, 1995. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc01/>. Acesso em: 15 jun. 2011.

Potência de dez

Sempre que os valores envolvidos na resolução de um exercício forem muito pequenos ou muito altos é interessante trabalhar com notação exponencial. Nesse tipo de notação, dividimos o número em três partes:

coeficiente $(1 \leq a < 10)$ — expoente (negativo, zero, positivo) — $a \cdot 10^b$ — base (potência de dez)

A tabela a seguir traz alguns exemplos de como um número pode ser escrito em notação exponencial.

Número	Significado	Notação
0,00052	5,2 ÷ 10 ÷ 10 ÷ 10 ÷ 10	$5{,}2 \cdot 10^{-4}$
0,0052	5,2 ÷ 10 ÷ 10 ÷ 10	$5{,}2 \cdot 10^{-3}$
0,052	5,2 ÷ 10 ÷ 10	$5{,}2 \cdot 10^{-2}$
0,52	5,2 ÷ 10	$5{,}2 \cdot 10^{-1}$
5,2	5,2 · 1	$5{,}2 \cdot 10^{0}$
52	5,2 · 10	$5{,}2 \cdot 10^{1}$
520	5,2 · 10 · 10	$5{,}2 \cdot 10^{2}$
5200	5,2 · 10 · 10 · 10	$5{,}2 \cdot 10^{3}$
52000	5,2 · 10 · 10 · 10 · 10	$5{,}2 \cdot 10^{4}$

Operações com números de mesma base (base 10):

Multiplicação: a base se conserva e os expoentes são somados. Exemplo:

$$(5{,}2 \cdot 10^{-2}) \cdot (5{,}2 \cdot 10^{4}) = 27{,}04 \cdot 10^{(-2+4)} =$$
$$= 27{,}04 \cdot 10^{2}\text{; ou melhor: } 2{,}704 \cdot 10^{3}$$

Sempre que diminuímos o coeficiente, aumentamos o expoente na mesma proporção.

Divisão: a base se conserva e os expoentes são subtraídos. Exemplo:

$$\frac{2{,}6 \cdot 10^{-3}}{5{,}2 \cdot 10^{-1}} = 0{,}5 \cdot 10^{[-3-(-1)]} = 0{,}5 \cdot 10^{(-3+1)} =$$
$$= 0{,}5 \cdot 10^{-2}\text{, ou melhor: } 5 \cdot 10^{-3}$$

Sempre que aumentamos o coeficiente, diminuímos o expoente na mesma proporção.

Potência de potência: a base se conserva e os expoentes são multiplicados. Exemplo:

$$(5 \cdot 10^{-2})^3 = 5^3 \cdot (10^{-2})^3 = 125 \cdot 10^{(-2 \cdot 3)} =$$
$$= 125 \cdot 10^{-6}\text{, ou melhor: } 1{,}25 \cdot 10^{-4}$$

Em geral, os cálculos para determinação das fórmulas são trabalhosos. Ajude seus alunos abordando esse assunto com tranquilidade para resolver as atividades propostas em sala. Para isso, oriente-os a utilizar também a calculadora.

Uso de calculadora

Pergunte ao professor de Matemática se o uso de calculadoras nas aulas de Química poderia prejudicar de alguma forma o trabalho que ele vem desenvolvendo. Muitos alunos não gostam (ou apresentam dificuldades) de fazer contas. O raciocínio matemático é muito importante para a vida do aluno e, se num primeiro momento, permitirmos que ele use a calculadora como um instrumento facilitador, ele irá fixar seus objetivos apenas em aprender esse raciocínio (que é o que queremos). Ganhando confiança, posteriormente a calculadora poderá ser retirada, caso o intuito seja fazê-lo treinar as operações matemáticas. O que não podemos deixar acontecer é que essas operações matemáticas se tornem logo de início um obstáculo para o aluno aprender o raciocínio necessário para resolver os problemas que estamos propondo.

Além do que, devemos lembrar que a habilidade de fazer contas sem a ajuda de instrumentos praticamente não é utilizada no mercado de trabalho. Ao contrário, se nosso aluno for trabalhar em qualquer função que exija cálculos e fechamentos de conta, ele terá que mostrar a habilidade de manejar uma calculadora.

Resolução das questões

1. a) Cobre, *cuprum*.
b) Mercúrio, *hidrargyrus*.
c) Chumbo, *plumbum*.
d) Escândio, *scandium*.
e) Tungstênio, *wolfrânio*.
f) Fósforo, *phosphorus*.

2. a) Au, *aurum*.
b) Ag, *argentum*.
c) Sn, *stannum*.
d) Sb, *stibium*.
e) Sr, *strontium*.
f) Bi, *wissmuth*.

3. São corretos os itens 01, 02, 08 e 32. Resposta: 43.
04. O símbolo do potássio é K. Po é o símbolo do polônio.
16. H é o símbolo do hidrogênio. O hélio possui símbolo He.
64. P é o símbolo do fósforo. O polônio possui símbolo Po.

4. Alternativa B.

5. a) 4 moléculas, 8 átomos de hidrogênio e 4 átomos de oxigênio.
b) 5 moléculas, 5 átomos de nitrogênio e 15 átomos de hidrogênio.
c) 2 moléculas, 4 átomos de carbono, 12 átomos de hidrogênio e 4 átomos de oxigênio.
d) 3 moléculas, 9 átomos de carbono, 30 átomos de hidrogênio e 6 átomos de nitrogênio.

6. A notação 2 O indica 2 átomos de oxigênio isolados. A notação O_2 indica 1 molécula da substância oxigênio formada pela combinação de 2 átomos desse elemento.
A notação 2 O_3 indica 2 moléculas (da substância ozônio), cada uma formada pela combinação de 3 átomos de oxigênio.
A notação 3 O_2 indica 3 moléculas da substância oxigênio, cada uma formada pela combinação de 2 átomos desse elemento.

7. Alternativa D.
a) Substância simples, substância simples, substância simples.
b) Substância simples, elemento, substância composta.
c) Elemento, substância simples, elemento.
e) Substância composta, substância simples, substância simples.

Observação: No caso dos gases nobres, neônio e hélio, também é possível considerá-los substâncias simples (moléculas monoatômicas).

8. a) 2 $C_{12}H_{22}O_{11}$ (molécula de sacarose, açúcar comum)
2 moléculas, 45 átomos em 1 molécula, 3 elementos químicos, 12 átomos de carbono, 22 átomos de hidrogênio e 11 átomos de oxigênio.
b) 5 N_2O_4 (molécula de anidrido nitroso-nítrico)
5 moléculas, 6 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 2 átomos de nitrogênio e 4 átomos de oxigênio.
c) 4 SO_3 (molécula de trióxido de enxofre)
4 moléculas, 4 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 1 átomo de enxofre e 3 átomos de oxigênio.
d) 1 C_2H_4 (molécula de gás eteno, etileno)
molécula, 6 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 2 átomos de carbono e 4 átomos de hidrogênio.
e) 3 H_2O_2 (molécula de peróxido de hidrogênio)
3 moléculas, 4 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 2 átomos de hidrogênio e 2 átomos de oxigênio.
f) 6 C_4H_{10} (molécula de gás butano)
6 moléculas, 14 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 4 átomos de carbono e 10 átomos de hidrogênio.
g) 2 NH_3 (molécula de amônia)
2 moléculas, 4 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 1 átomo de nitrogênio e 3 átomos de hidrogênio.

h) 1 CH_4O (molécula de metanol, álcool metílico)
1 molécula, 6 átomos em 1 molécula, 3 elementos químicos, 1 átomo de carbono, 4 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio.

i) 4 C_2H_2 (molécula de gás etino, acetileno)
4 moléculas, 4 átomos em 1 molécula, 2 elementos químicos, 2 átomos de carbono e 2 átomos de hidrogênio.

j) 3 $CO(NH_2)_2$ (molécula de ureia)
3 moléculas, 8 átomos em 1 molécula, 4 elementos químicos, 1 átomo de carbono, 1 átomo de oxigênio, 2 átomos de nitrogênio e 4 átomos de hidrogênio.

9. Balanceamento de reações:

a) $1\ C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(v)$
b) $1\ C_2H_6O(v) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$
c) $2\ CH_4O(v) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 4\ H_2O(v)$
d) $2\ C_4H_8O(v) + 11\ O_2(g) \rightarrow 8\ CO_2(g) + 8\ H_2O(v)$
e) $2\ C_2H_6(v) + 7\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 6\ H_2O(v)$
f) $2\ C_8H_{18}(v) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(v)$
g) $2C_3H_8O_3(v) + 7\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 8\ H_2O(v)$

10. Balanceamento de reações:

a) $1\ H_2(g) + 1\ I_2(s) \rightarrow 2\ HI(g)$
b) $2\ SO_2(g) + 1\ O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$
c) $2\ CO(g) + 1\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g)$
d) $4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$
e) $1\ Pb(s) + 2\ HC\ell(aq) \rightarrow 1\ PbC\ell_2(ppt) + 1\ H_2(g)$
f) $3\ HgSO_4(aq) + 2\ A\ell(s) \rightarrow 1\ A\ell_2(SO_4)_3(aq) + 3\ Hg(s)$
g) $1\ Fe_2O_3(s) + 2\ A\ell(s) \rightarrow 1\ A\ell_2O_3(s) + 2\ Fe(s)$

11. Balanceamento de reações:

a) $C_5H_{12}(\ell) + 8\ O_2(g) \rightarrow 5\ CO_2(g) + 6\ H_2O(v)$
b) $C_4H_8O_2(\ell) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 4\ H_2O(v)$
c) $C_6H_6(\ell) + 15/2\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$
d) $3Mn_3O_4(s) + 8\ A\ell(s) \rightarrow 4\ A\ell_2O_3(s) + 9\ Mn(s)$
e) $3Ca(OH)_2(aq) + 2H_3PO_4(aq) \rightarrow Ca_3(PO_4)_2(ppt) +$
$+ 6H_2O(\ell)$
f) $(NH_4)_2SO_4(aq) + CaC\ell_2(aq) \rightarrow CaSO_4(ppt) + 2NH_4C\ell$
g) $MnO_2(s) + 4HC\ell(aq) \rightarrow MnC\ell_2(aq) + 2H_2O(\ell) +$
$+ C\ell_2(g)$
h) $2NaOH(aq) + CO_2(g) \rightarrow Na_2CO_3(aq) + H_2O(\ell)$
i) $H_2SO_4(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow CaSO_4(s) + H_2O(\ell) +$
$+ CO_2(g)$

12. a) Como o metano é menos denso que o ar atmosférico, a tendência é que ele suba e se acumule temporariamente nas partes mais elevadas da edificação, podendo se infiltrar em abóbadas e aberturas superiores. Portanto, as partes superiores da edificação precisariam ser mais ventiladas.

b) Como o propano é mais denso que o ar atmosférico, a tendência é que esse gás se acumule temporariamente nas partes mais baixas da edificação, podendo também infiltrar-se em aberturas como bocas de lobo, valetas, poços e galerias subterrâneas, ou seja, as partes inferiores da edificação precisariam ser mais ventiladas.

c) Não, porque, como se trata de uma tubulação de gás combustível, qualquer atrito das ferramentas com a tubulação pode gerar uma faísca que desencadeie a combustão do gás. Conforme a quantidade de gás no ambiente pode haver uma explosão.

13. a) Quantidade de matéria de prata (108 g/mol):

1 mol de Ag(s) ———— 108 g
x ———————— 20 g
$x \approx 0{,}185$ mol de Ag

Logo, a quantidade de matéria de ouro obtido é igual a 0,185 mol de Au.

Cálculo da massa de ouro (197 g/mol) correspondente:

1 mol de Au(s) ———— 197 g
0,185 mol de Au(s) ——— y
$y \approx 36{,}48$ g de Au

b) $d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d}$

$V_{Ag} = \frac{20}{10.5} \rightarrow V \approx 1{,}90\ cm^3$

$V_{Au} = \frac{36{,}48}{19{,}3} \rightarrow V \approx 1{,}89\ cm^3$

14. - Para o gás hélio, temos:

$d_{He,\,H_2} = \frac{0{,}1769}{0{,}08987} \Rightarrow d_{He,\,H_2} = 1{,}9684$

$M_{He} = M_{H_2} \cdot d_{He,\,H_2} \Rightarrow M_{He} = 2 \cdot 1{,}9684 \Rightarrow$

$\Rightarrow M_{He} = 3{,}9368$ ou $M_{He} \approx 4$

- Para o gás acetileno, temos:

$d_{C_2H_2,\,H_2} = \frac{1{,}1683}{0{,}08987} \Rightarrow d_{C_2H_2,\,H_2} = 12{,}9999$

$M_{C_2H_2} = M_{H_2} \cdot d_{C_2H_2,\,H_2} \Rightarrow M_{C_2H_2} = 2 \cdot 12{,}9999 \Rightarrow$

$\Rightarrow M_{C_2H_2} = 25{,}9998$ ou $M_{C_2H_2} \approx 26$

- Para o gás monóxido de carbono, temos:

$d_{CO,\,H_2} = \frac{1{,}2558}{0{,}08987} \Rightarrow d_{CO,\,H_2} = 13{,}9735$

$M_{CO} = M_{H_2} \cdot d_{CO,\,H_2} \Rightarrow M_{CO} = 2 \cdot 13{,}9735 \Rightarrow$

$\Rightarrow M_{CO} = 27{,}947$ ou $M_{CO} \approx 28$

- Para o gás hilariante, temos:

$d_{N_2O,\,H_2} = \frac{1{,}9790}{0{,}08987} \Rightarrow d_{N_2O,\,H_2} = 22{,}021$

$M_{N_2O} = M_{H_2} \cdot d_{N_2O,\,H_2} \Rightarrow M_{N_2O} = 2 \cdot 22{,}021 \Rightarrow$

$\Rightarrow M_{N_2O} = 44{,}0414$ ou $M_{N_2O} \approx 44$

- Para o gás cloro, temos:

$d_{C\ell_2,\,H_2} = \frac{3{,}1948}{0{,}08987} \Rightarrow d_{C\ell_2,\,H_2} = 35{,}549$

$M_{C\ell_2} = M_{H_2} \cdot d_{C\ell_2,H_2} \Rightarrow M_{C\ell_2} = 2 \cdot 35{,}549 \Rightarrow$
$\Rightarrow M_{C\ell_2} = 71{,}098$ ou $M_{C\ell_2} \approx 71$

15. a) $TiC\ell_4(g) + 2\ Mg(s) \Rightarrow 2\ MgC\ell_2(s) + Ti(s)$

b) Substâncias compostas: $TiCl_4$ e $MgCl_2$.

Titânio: 1 x 47,90u = 47,90 u

Cloro: 4 x 35,45u = 141,8 u

Massa Molecular do $TiCl_4$ = 47,90 u + 141,8 u = 189,7 u

Magnésio = 1 x 24 u = 24 u

Cloro = 2 x 35,45 u = 70,90 u

Massa Molecular do $MgCl_2$ = 24 u + 70,90 u = 94,90 u

16. Cálculo da massa molar:

a) H_2SO_4

hidrogênio:	2 · 1 =	2
enxofre:	1 · 32 =	32
oxigênio:	4 · 16 =	64
massa molar:		98 u

b) H_3PO_4

hidrogênio:	3 · 1 =	3
fósforo:	1 · 31 =	31
oxigênio:	4 · 16 =	64
massa molar:		98 u

c) $H_4P_2O_7$

hidrogênio:	4 · 1 =	4
fósforo:	2 · 31 =	62
oxigênio:	7 · 16 =	112
massa molar:		178 u

d) C_3H_6O

carbono:	3 · 12 =	36
hidrogênio:	6 · 1 =	6
oxigênio:	1 · 16 =	16
massa molar:		58 u

e) $C_2H_4O_2$

carbono:	2 · 12 =	24
hidrogênio:	4 · 1 =	4
oxigênio:	2 · 16 =	32
massa molar:		60 u

17. Cálculo da massa molar:

a) $Al_2(SO_4)_3$

alumínio:	2 · 27 =	54
enxofre:	3 · 32 =	96
oxigênio:	12 · 16 =	192
massa molar:		342 u

b) $Ba_3(PO_4)_2$

bário:	3 · 137 =	411
fósforo:	2 · 31 =	62
oxigênio:	8 · 16 =	128
massa molar:		601 u

c) $(NH_4)_2SO_4$

nitrogênio:	2 · 14 =	28
hidrogênio:	8 · 1 =	8
enxofre:	1 · 32 =	32
oxigênio:	4 · 16 =	64
massa molar:		132 u

d) $Ca_3[Fe(CN)_6)]_2$

cálcio:	3 · 40 =	120
ferro:	2 · 56 =	112
carbono:	12 · 12 =	144
nitrogênio:	12 · 14 =	168
massa molar:		544 u

18. Alternativa E.

3 átomos de C: 3 · 12 = 36   2 · X = 36 → X = 18

19. Cálculo da massa molar:

a) $C_3H_8OS_2$

Massa molar = 3 · C + 8 · H + 1 · O + 2 · S

Massa molar = 3 · 12 + 8 · 1 + 1 · 16 + 2 · 32

Massa molar = 124 g/mol

b) $(NH_4)_3PO_4$

Massa molar = 3 · N + 12 · H + 1 · P + 4 · O

Massa molar = 3 · 14 + 12 · 1 + 1 · 31 + 4 · 16

Massa molar = 149 g/mol

c) $(CH_3CH_2CH_2)_3N$

Massa molar = 9 · C + 21 · H + 1 · N

Massa molar = 9 · 12 + 21 · 1 + 1 · 14

Massa molar = 143 g/mol

d) $C_6H_4(CO_2H)_2$

Massa molar = 8 · C + 6 · H + 4 · O

Massa molar = 8 · 12 + 6 · 1 + 4 · 16

Massa molar = 166 g/mol

e) $C_6H_3(NO_2)_2COCl$

Massa molar = 7 · C + 3 · H + 2 · N + 5 · O + 1 · $C\ell$

Massa molar = 7 · 12 + 3 · 1 + 2 · 14 + 5 · 16 + 1 · 35,5

Massa molar = 230,5 g/mol

f) $(CH_2)_2CH(SH)_2OH$

Massa molar = 3 · C + 8 · H + 2 · S + 1 · O

Massa molar = 3 · 12 + 8 · 1 + 2 · 32 + 1 · 16

Massa molar = 124 g/mol

20. Alternativa B.

$C_{12}H_{18}ON_4SC\ell_2$

Massa Molar= 12 · C + 18 · H + 1 · O + 4 · N + 1 · S + 2 · $C\ell$

Massa Molar = 12 · 12 + 18 · 1 + 1.16 + 4 · 14 + 1 · 32 + + 2 · 35,5

Massa Molar = 144 + 18 + 16 + 56 + 32 + 71

Massa Molar = 337 u

21. São verdadeiros os itens 01, 02 e 04.

O item 03 é falso porque os átomos de elementos químicos diferentes possuem massa atômica diferente. Assim, se pegarmos massas iguais de diferentes elementos químicos, o número de átomos de cada elemento químico nessas massas será diferente (comparando massas iguais, quanto menor a massa atômica do elemento, maior o número de átomos desse elemento nessa massa).

22. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono ——— 12 g
1 átomo de carbono ——— x

$x = \frac{1 \cdot 12}{6{,}02 \cdot 10^{23}} \rightarrow x \approx 1{,}99 \cdot 10^{-23}$ g

1 átomo de carbono = 12 u
12 u ——— $1{,}99 \cdot 10^{-23}$ g
1 u ——— y

$y = \frac{1 \cdot 1{,}99 \cdot 10^{-23}}{12} \rightarrow y \approx 1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g

23. Alternativa A.
1 mol de $C_{19}H_{38}O$ ——— $6 \cdot 10^{23}$ moléculas ——— 282 g
x ——— 10^{-12} g

$x = \frac{10^{-12} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{282}$

$x \approx 2{,}1 \cdot 10^{9}$ moléculas de $C_{19}H_{38}O$

24. Alternativa C.
2,7 g de alumínio ——— 1 mL
x ——— 10 mL

$x = \frac{20 \cdot 2{,}7}{1} \rightarrow x = 27$ g

27 g = massa molar do alumínio que contêm $6{,}0 \cdot 10^{23}$ átomos de alumínio

25. Volume molar nas CNTP = 22,4 L/mol
1 mol de gás N_2 ——— 22,4 L
x ——— 112 L

$x = \frac{112 \cdot 1}{22{,}4} \rightarrow x = 5$ mol de N_2

26. 32 g de O_2 ——— 22,4 L
48 g de O_2 ——— y

$y = \frac{48 \cdot 22{,}4}{32} \rightarrow y = 33{,}6$ L de O_2

27. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de NH_3 ——— 22,4 L
z ——— 3,48 L

$z = \frac{3{,}48 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{22{,}4}$

$z \approx 9{,}35 \cdot 10^{22}$ moléculas de NH_3

28. a) 1 mol – MM SO_2 – 22,4 L
1 mol – 64 g – 22,4 L
128 g x

$X = \frac{128 \cdot 22{,}4}{64}$

X = 44,8 L

b) 1 mol – MM C_4H_{10} – 22,4 L
1 mol – 58 g – 22,4 L
29 g x

$X = \frac{29 \cdot 22{,}4}{58}$

X = 11,2 L

29. a) 22,71 L de CH_4 ——— 1 mol
90,84 L de CH_4 ——— x

$x = \frac{90{,}84 \cdot 1}{22{,}71} \rightarrow x = 4$ mols

b) 22,71 L ——— $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas
90,84 L ——— y

$y = \frac{90{,}84 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{22{,}71}$

$y = 2{,}408 \cdot 10^{24}$ moléculas

30. 1,8 g de glicose ——— 0,72 g de carbono
100 g de glicose ——— x

$x = \frac{100 \cdot 0{,}72}{1{,}8} \rightarrow x = 40{,}0$ g de carbono

1,8 g de glicose ——— 0,12 g de hidrogênio
100 g de glicose ——— y

$y = \frac{100 \cdot 0{,}12}{1{,}8} \rightarrow y \approx 6{,}67$ g de hidrogênio

1,8 g de glicose ——— 0,96 g de oxigênio
100 g de glicose ——— z

$z = \frac{100 \cdot 0{,}96}{1{,}8} \rightarrow z \approx 53{,}33$ g de oxigênio

Fórmula percentual: C 40,0% H 6,67% O 53,33%

31. 1,3 g de acetileno ——— 1,2 g de carbono
100 g de acetileno ——— x

$x = \frac{100 \cdot 1{,}2}{1{,}3} \rightarrow x \approx 92{,}31$ g de carbono

1,3 g de acetileno ——— 0,1 g de hidrogênio
100 g de acetileno ——— y

$y = \frac{100 \cdot 0{,}1}{1{,}3} \rightarrow y \approx 7{,}69$ g de hidrogênio

Fórmula percentual: C 92,31% H 7,69%

32. 3,9 g de benzeno ——— 3,6 g de carbono
100 g de benzeno ——— x

$x = \frac{100 \cdot 3{,}6}{3{,}9} \rightarrow x \approx 92{,}31$ g de carbono

3,9 g de benzeno ——— 0,3 g de hidrogênio
100 g de benzeno ——— y

$y = \frac{100 \cdot 0{,}3}{3{,}9} \rightarrow y \approx 7{,}69$ g de hidrogênio

Fórmula percentual: C 92,31% H 7,69%

33. 9 g de ácido oxálico ——— 0,2 g de hidrogênio
100 g de ácido oxálico ——— x

$x = \frac{100 \cdot 0{,}2}{9} \rightarrow x \approx 2{,}22$ g de hidrogênio

9 g de ácido oxálico ——— 2,4 g de carbono
100 g de ácido oxálico ——— y

$y = \frac{100 \cdot 2{,}4}{9} \rightarrow y \approx 26{,}67$ g de carbono

9 g de ácido oxálico ——— 6,4 g de oxigênio
100 g de ácido oxálico ——— z

$z = \frac{100 \cdot 6{,}4}{9} \rightarrow z \approx 71{,}11$ g de oxigênio

Fórmula percentual: H 2,22% C 26,67% O 71,11%

34. Fórmula percentual: C 40,0% H 6,67% O 53,33%
Dividindo todos os valores pela respectiva massa atômica do elemento, teremos:

carbono $= \frac{40}{12} \approx 3{,}33$

hidrogênio $= \frac{6,67}{1} = 6,67$

oxigênio $= \frac{3,33}{16} \approx 3,33$

Dividindo todos os valores encontrados pelo menor deles, para transformar essa proporção em números inteiros e pequenos, teremos:

carbono $= \frac{3,33}{3,33} = 1$

hidrogênio $= \frac{6,67}{3,33} = 2$

oxigênio $= \frac{3,33}{3,33} = 1$

Fórmula mínima: $C_1H_2O_1$ ou CH_2O

35. Fórmula percentual: C 92,31% H 7,69%

Dividindo todos os valores pela respectiva massa atômica do elemento, teremos:

carbono $= \frac{92,31}{12} \approx 7,69$

hidrogênio $= \frac{7,69}{1} = 7,69$

Dividindo os valores encontrados por 7,69, teremos:

carbono $= \frac{7,69}{7,69} = 1$

hidrogênio $= \frac{7,69}{7,69} = 1$

Fórmula mínima: C_1H_1 ou CH

36. Fórmula percentual: C 92,31% H 7,69%

carbono $= \frac{92,31}{12} \approx 1$

hidrogênio $= \frac{7,69}{1} = 7,69$

Dividindo os valores encontrados por 7,69:

Carbono $= \frac{7,69}{7,69} = 1$

Hidrogênio $= \frac{7,69}{7,69} = 1$

Fórmula mínima: C_1H_1 ou CH

37. Fórmula percentual: C 26,67% H 2,22% O 71,11%

carbono $= \frac{26,67}{12} \approx 2,22$

hidrogênio $= \frac{2,22}{1} = 2,22$

oxigênio $= \frac{71,11}{16} \approx 4,44$

Dividindo todos os valores encontrados pelo menor deles, para transformar essa proporção em números inteiros e pequenos, teremos:

carbono $= \frac{2,22}{2,22} = 1$

hidrogênio $= \frac{2,22}{2,22} = 1$

oxigênio $= \frac{4,44}{2,22} = 2$

Fórmula mínima: $C_1H_1O_2$ ou CHO_2

38. Alternativa B

Dividindo-se as percentagens pelos respectivos pesos atômicos:

$C = \frac{74}{12} = 6,16$

$H = \frac{8,65}{1} = 8,65$

$N = \frac{17,30}{14} = 1,23$

Em seguida, divide-se os resultados pelo menor valor:

$C = \frac{6,16}{1,23} = 5$

$H = \frac{8,65}{1,23} = 7$

$N = \frac{1,23}{1,23} = 1$

Fórmula mínima: C_5H_7N

39. Fórmula mínima: CH_2O

Massa da fórmula mínima $= 1 \cdot 12 + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16$

Massa da fórmula mínima = 30 g/mol

$30 \cdot n = 180 \rightarrow n = \frac{180}{30} \rightarrow n = 6$

Fórmula molecular: $C_6H_{12}O_6$

40. Fórmula mínima: CH

Massa da fórmula mínima $= 1 \cdot 12 + 1 \cdot 1$

Massa da fórmula mínima = 13 g/mol

$13 \cdot n = 26 \rightarrow n = \frac{26}{13} \rightarrow n = 2$

Fórmula molecular: C_2H_2

41. Fórmula mínima: CH

Massa da fórmula mínima $= 1 \cdot 12 + 1 \cdot 1$

Massa da fórmula mínima = 13 g/mol

$13 \cdot n = 78 \rightarrow n = \frac{78}{13} \rightarrow n = 6$

Fórmula molecular: C_6H_6

42. Fórmula mínima: CHO_2

Massa da fórmula mínima $= 1 \cdot 12 + 1 \cdot 1 + 2 \cdot 16$

Massa da fórmula mínima = 45 g/mol

$45 \cdot n = 90 \rightarrow n = \frac{90}{45} \rightarrow n = 2$

Fórmula molecular: $C_2H_2O_4$

43. 74 g/mol
- 0,180 g de carbono
- 0,030 g de hidrogênio
- 0,160 g de oxigênio

74 g da substância ____________ 0,180 g de carbono
100 g da substância ____________ x

$x = \frac{100 \cdot 0,180}{74} \rightarrow x = 0,24$ g de carbono

74 g da substância ____________ 0,030 g de hidrogênio
100 g da substância ____________ y

$y = \frac{100 \cdot 0,030}{74} \rightarrow x = 0,041$ g de hidrogênio

74 g da substância ____________ 0,160 g de oxigênio
100 g da substância ____________ z

$z = \frac{100 \cdot 0,160}{74} \rightarrow x = 0,22$ g de oxigênio

Fórmula percentual: C 0,24% H 0,041% O 0,22%

carbono $= \frac{0,24}{12} \approx 0,02$

hidrogênio $= \frac{0,041}{1} \approx 0,041$

oxigênio $= \frac{0,22}{16} \approx 0,013$

$C = \frac{0,02}{0,013} = 1,5$

$H = \frac{0,041}{0,013} = 3$

$O = \frac{0,013}{0,013} = 1$

Multiplicando todos os valores por 2 para se obter números inteiros temos que a fórmula mínima é dada por: $C_3H_6O_2$.

Massa da fórmula mínima $= 3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 2 \cdot 16$

Massa da fórmula mínima = 74 g/mol

$74 \cdot n = 76 \rightarrow n = \frac{76}{74} \rightarrow n \approx 1,0$

Fórmula molecular: $C_3H_6O_2$

44. Alternativa A.

Fórmula percentual: C 22,88% H 5,76% As 71,36%

carbono $= \frac{22,88}{12} \rightarrow$ carbono $\approx 1,90$

hidrogênio $= \frac{5,76}{1} \rightarrow$ hidrogênio $= 5,76$

arsênio $= \frac{71,36}{75} \rightarrow$ arsênio $\approx 0,95$

Dividindo todos os números pelo menor deles:

carbono $= \frac{1,90}{0,95} \rightarrow$ carbono $= 2$

hidrogênio $= \frac{5,76}{0,95} \rightarrow$ hidrogênio $= 6$

arsênio $= \frac{0,95}{0,95} \rightarrow$ arsênio ≈ 1

Fórmula mínima: C_2H_6As

Massa da fórmula mínima = 105 g/mol

$n \cdot$ massa da fórmula mínima = massa molar

$n \cdot 105 = 209,96 \rightarrow n \approx 2$

Fórmula molecular: $C_4H_{12}As_2$

45. Fórmula percentual: P 43,6% O 56,4%

Dividindo todos os valores pela respectiva massa atômica do elemento, teremos:

fósforo $= \frac{43,6}{31} \approx 1,41$

oxigênio $= \frac{56,4}{16} \approx 3,525$

Dividindo os valores encontrados por 1,41, teremos:

fósforo $= \frac{1,41}{1,41} = 1$

oxigênio $= \frac{3,525}{1,41} = 2,5$

Para obter valores inteiros, podemos multiplicar os valores encontrados por 2.

Fórmula mínima: P_2O_5

Massa da fórmula mínima $= 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16$

Massa da fórmula mínima = 142 g/mol

$142 \cdot n = 284 \rightarrow n = \frac{284}{142} \rightarrow n = 2$

Fórmula molecular: P_4O_{10}

46. Alternativa C.

$6 \cdot 10^{23}$ átomos de C ____________ 1 mol de C
$48 \cdot 10^{23}$ átomos de C ____________ X
X = 8

- 10 mol de átomos de hidrogênio, 56 g de nitrogênio

14g de N ____________ 1 mol
56g de N ____________ Y
Y = 4 mol

$6 \cdot 10^{23}$ átomos ____________ 1 mol de O_2
$12 \cdot 10^{23}$ átomos ____________ Z
Z = 2 mol

Fórmula da cafeína = $C_8H_{10}N_4O_2$

47. Alternativa E.

48. Dado: MM do DDT = 354 g/mol. Utilizando-se o mesmo raciocínio da questão 44, temos: $C_{14}H_9C\ell_5$

49. Alternativa D.

Exercícios de revisão

8.1 Alternativa D.

8.2 Alternativa B.

8.3 Resposta: 41. Corretos: 01, 08 e 32.

Item 02: errado, porque a notação 5 N indica 5 átomos de nitrogênio.

Item 04: errado, a notação 3 O_3 indica 3 moléculas de gás ozônio.

Item 16: errado, a reação não está balanceada; em qualquer reação química ocorre a conservação dos átomos.

O correto seria: $2\ C(s) + 1\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO(g)$

8.4 Alternativa D.

Cálculo da massa molar do fosgênio:

1 mol ____________ 22,4 L ____________ M
2,24 L ____________ 9,9 g

$M = \frac{9,9 \cdot 22,4}{2,24} \rightarrow M = 99$ g/mol

A fórmula que tem massa correspondente a 99 g/mol é o $COC\ell_2$.

8.5 a) $1\ C_3H_6O(g) + 4\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(v)$

b) $1\ C_2H_4O_2(v) + 2\ O_2(g) \rightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(v)$

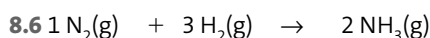
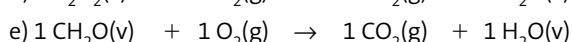
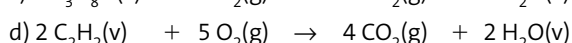
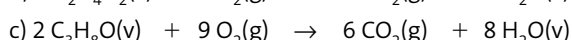
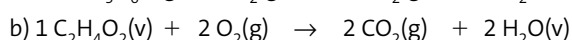
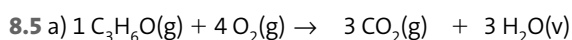
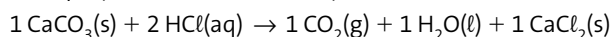
c) $2\ C_3H_8O(v) + 9\ O_2(g) \rightarrow 6\ CO_2(g) + 8\ H_2O(v)$

d) $2\ C_2H_2(v) + 5\ O_2(g) \rightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(v)$

e) $1\ CH_2O(v) + 1\ O_2(g) \rightarrow 1\ CO_2(g) + 1\ H_2O(v)$

8.6 $1\ N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightarrow 2\ NH_3(g)$

8.7 Equação balanceada da reação:

$1\ CaCO_3(s) + 2\ HC\ell(aq) \rightarrow 1\ CO_2(g) + 1\ H_2O(\ell) + 1\ CaC\ell_2(s)$

8.8 Alternativa C.

5,68 mg de Si = 0,00568 g de Si

28,09 g de Si (1 mol) ———— $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de Si

0,00568 g de S ———— x

$$x = \frac{0{,}00568 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{28{,}09}$$

$x \approx 1{,}21 \cdot 10^{20}$ átomos de Si

8.9 Alternativa A.

Número de grupos de 6 moléculas contidos em um mol de moléculas:

$$\frac{6{,}0 \cdot 10^{23}}{6} = 1{,}0\ .\ 10^{23} \text{ mol de moléculas.}$$

Capítulo 9 — Alotropia

O objetivo deste capítulo é definir e estudar o fenômeno da alotropia dos elementos oxigênio, carbono, fósforo e enxofre, além de estudar detalhadamente o que está ocorrendo com a camada de ozônio na estratosfera (parte fundamental do nosso tema central) e como o fósforo de segurança é fabricado.

Objetivos

Compreender o conceito de alotropia.

Identificar diferenças entre as formas alotrópicas.

Compreender a função da camada de ozônio.

Diferenciar estruturas alotrópicas de elementos e relacionar essa observação à diferença nas propriedades.

Reconhecer a importância de certas substâncias no ambiente a partir dessas variedades alotrópicas.

Reconhecer as diferenças das substâncias pelas suas propriedades.

Apresentar as variedades alotrópicas de cada elemento e suas diferenças pelas propriedades físicas.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Alotropia

Elementos × Variedades alotrópicas

Função do ozônio estratosférico

Comentários e sugestões

Inicie a aula perguntando aos alunos o que é substância simples e a partir dessas respostas explique a relação do fenômeno da alotropia. É importante enfatizar que apesar de as variedades alotrópicas poderem ser formadas por um mesmo elemento, suas propriedades são diferentes. Por exemplo, o gás oxigênio é incolor, e o ozônio, em altas concentrações, é azul; o grafite conduz corrente elétrica, e o diamante, não.

Para mais informações sobre a diferença de propriedades na condução de eletricidade entre o grafite e o diamante, pode-se consultar o *site*: <http://educacao.uol.com.br/quimica/carbono-e-possivel-transformar-grafite-em-diamante.jhtm>, (acesso em: 31 jan. 2013). Como um tipo de avaliação para este tópico, pode-se propor uma pesquisa sobre a diferença nas propriedades como as citadas anteriormente.

Não represente todas as equações químicas de formação e destruição do ozônio. É interessante citar os nomes das substâncias mais importantes no processo (formação e destruição) e explique a diferença entre ozônio estratosférico e troposférico. Faça uma representação, como a que aparece no livro na página 142, na lousa ou em uma transparência.

Como etapa complementar ao assunto deste capítulo, pode-se propor uma atividade interdisciplinar sobre "A destruição da camada de ozônio". Como esse assunto é atual e relacionado a questões ambientais, sociais e econômicas, algumas questões podem ser abordadas com os professores de Biologia e Geografia. O professor de Química pode ficar responsável pelos conceitos relacionados às substâncias e às reações correlacionadas à formação e à destruição do ozônio. O professor de Biologia pode apresentar e explicar os efeitos biológicos sobre o ambiente (ecossistemas) e os seres vivos (plantas e animais) e as doenças que as pessoas podem adquirir correlacionadas à destruição dessa camada. O professor de Geografia pode apresentar informações sobre o ambiente físico e a relação entre o desenvolvimento econômico de um país e a destruição do ozônio.

O resultado da pesquisa pode ser utilizado para avaliação e apresentado como seminário, trabalho escrito, painéis e cartazes ou fôlderes divulgando informações para a comunidade local. No caso de seminários, a turma pode ser dividida em grupos de no máximo seis alunos e as apresentações não devem ser longas, tendo no máximo 10 minutos cada. Seria enriquecedor se um dos grupos ficasse responsável por fazer o contraponto, ou seja, por defender a ideia de que as atividades humanas não são responsáveis pelo "buraco" da camada de ozônio, mas sim o ciclo de atividades solares (o livro do aluno traz algumas indicações a respeito nas páginas 140-143). Os cartazes devem conter informações relacionadas às três disciplinas. É interessante finalizar as apresentações com uma discussão entre os alunos e os professores.

Trabalho em equipe

Fornecemos a seguir algumas dicas para orientar o trabalho dos alunos.

a) Os caminhos que percorremos para obter o "fogo portátil".

O controle do fogo está diretamente associado ao desenvolvimento da civilização humana.

Uma das principais descobertas nesse sentido foi a obtenção de fogo pelo atrito, por exemplo, entre dois pedaços de madeira seca (técnica utilizada por vários povos antigos).

Na Idade Média popularizou-se um tipo de isqueiro primitivo, na verdade uma caixa contendo a isca – material facilmente inflamável como um pedaço de pano ou de serragem – previamente seca que se incendiava em contato com as faíscas produzidas por uma pederneira.

Por volta do ano de 1800 a ideia do "fogo portátil" foi aperfeiçoada: começaram a ser fabricadas pequenas hastes de madeira (o "palito"), com as pontas recobertas de açúcar, clorato de potássio e enxofre (a "cabeça"). Para obter o fogo era necessário mergulhar a cabeça do palito em ácido sulfúrico, produzindo uma reação altamente exotérmica que incendiava a madeira. Não era um método seguro, as pessoas que o utilizavam acabavam queimando as mãos e danificando as roupas, já que tinham de levar consigo, além das hastes de madeira, um vidrinho com ácido sulfúrico.

Em 1827, o químico inglês John Walker inventou os primeiros palitos que acendiam por fricção. Eles tinham a cabeça constituída por uma mistura de sulfeto de antimônio, clorato de potássio e goma-arábica. Friccionando essa cabeça contra uma lixa (pedaço de papel recoberto por areia), era possível incendiar a haste de madeira e obter fogo.

Muitas composições diferentes foram tentadas nos anos seguintes, até que se lançou mão do elemento químico que, na língua portuguesa, deu o nome pelo qual conhecemos hoje esses palitos, o fósforo. O fósforo branco foi o primeiro a ser utilizado na fabricação de fósforos. Acontece que os empregados das fábricas de fósforos eram constantemente atingidos pela necrose provocada pelo contato com esse elemento. Em vista disso, uma comissão internacional, reunida em Berna, em 1906, resolveu proibir a utilização de fósforo branco como matéria-prima para a então crescente indústria de fósforos.

A partir daí o fósforo branco foi substituído pelo fósforo vermelho, que, pouco mais tarde, cedeu lugar ao composto sesquissulfeto de fósforo, $P_4S_3(s)$.

Fonte de pesquisa, *site* <www.invivo.fiocruz.br/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?infoid=899&sid=7> e <www.invivo.fiocruz.br/cgi/cgilua.exe/sys/start.htm?infoid=900&sid=7>. Acessos em: 8 mar. 2013.

b) Digite em um *site* de busca: *O uso do fósforo branco como arma química* e pesquise os resultados.

c) Os riscos ocupacionais na indústria de fósforo atual.

Sugestão de *site* de pesquisa: <www.ebah.com.br/doencas-causadas-por-fosforo-e-seus-compostos-doc-a14535.html>. Acesso em: 13 mar. 2013.

Resolução das questões

1. 0) Verdadeiro.
1) Falso. O ozônio tem fórmula molecular $O_3(g)$.
2) Verdadeiro.
3) Falso. O oxigênio e o ozônio apresentam um único elemento químico na molécula (o oxigênio). Eles diferem quanto ao número de átomos desse elemento na molécula.

2. Alternativa D.
II. a molécula do ozônio é diatômica – errado, a molécula de ozônio é triatômica, pois possui 3 átomos de oxigênio.
VI. Errada.
O número de átomos em 16 g de ozônio e em 16 g de oxigênio é o mesmo.
48 g de O_3 ———— $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
16 g de O_3 ———— x
$x = \dfrac{16 \cdot 3 \cdot 6,02 . 10^{23}}{48}$
$x = 6,02 \cdot 10^{23}$
32 g de O_2 ———— $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ átomos
16 g de O_2 ———— x
$x = \dfrac{16 \cdot 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{32}$
$x = 6,02 \cdot 10^{23}$

3. Alternativa D.
d) Normalmente a forma alotrópica mais instável (no caso do carbono é o diamante) libera mais energia.

4. Alternativa B.
b) A variedade mais instável é aquela que libera a maior quantidade de calor.

5. O fósforo branco e o fósforo vermelho são alótropos da substância fósforo. Ambos possuem a mesma fórmula mínima, porém suas estruturas moleculares são diferentes. Na prática isto implica uma série de diferenças em suas propriedades físicas e químicas. Além da cor, a diferença mais marcante entre os alótropos do fósforo é a reatividade. O fósforo branco é constituído por moléculas formadas por quatro átomos de fósforo. Essa variedade alotrópica do fósforo é muito perigosa, pois reage espontaneamente com o oxigênio presente no ar. O fósforo vermelho é formado por cadeias longas, com várias moléculas P_4 unidas, sem uma estrutura definida, sendo representado pela fórmula molecular: P_n. Essa variedade alotrópica é mais estável, apresentando como um pó amorfo, na temperatura ambiente.

6. Alternativa A.

7. O arsênio apresenta três estados alotrópicos: cinza ou metálico, amarelo e negro. O arsênio cinza metálico é a forma mais estável nas condições normais e tem estrutura romboédrica; é um bom condutor de calor,

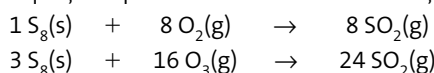
porém um péssimo condutor elétrico. O arsênio amarelo é extremamente volátil e mais reativo que o arsênio metálico e apresenta fosforescência à temperatura ambiente. Uma terceira forma alotrópica, o arsênio negro, de estrutura hexagonal, tem propriedades intermediárias entre as formas alotrópicas descritas. Todas as formas alotrópicas, exceto a cinza, não apresentam brilho metálico e apresentam uma condutibilidade elétrica muito baixa, comportando-se como metal ou não metal em função, basicamente, do seu estado de agregação.

O selênio pode ser encontrado em seis formas alotrópicas, sendo duas formas alotrópicas principais, o selênio monocíclico, de cor vermelha, e o selênio hexagonal, de coloração cinza metálica, sua forma mais estável. O selênio amorfo existe em duas formas, a vítrea, negra, obtida ao esfriar-se rapidamente, o selênio líquido que funde a 180°C, e a vermelha, coloidal, que se obtém em reações de redução. O interesse pelas variedades alotrópicas do selênio dá pelo seu uso em dispositivos eletrônicos como fotocopiadoras e em retificadores, diodos emissores de luz – LEDs.

O polônio possui duas formas alotrópicas: alfa (cúbica simples) e beta (romboédrica). A forma alfa é o único caso conhecido de substância simples que cristaliza com essa estrutura (os átomos ocupam apenas os vértices do cubo).

8. O relato refuta a visão substancialista porque mostra que as propriedades do material estão relacionadas à forma como os átomos se ligam (em um arranjo cristalino determinado, no caso do estanho metálico, ou sem nenhum arranjo predefinido, no caso do estanho cinzento ou amorfo), e não dependem do tipo de átomo do elemento que, em ambos os casos, é o mesmo estanho.

9. Equações químicas balanceadas das reações:

$$1\,S_8(s) + 8\,O_2(g) \rightarrow 8\,SO_2(g)$$
$$3\,S_8(s) + 16\,O_3(g) \rightarrow 24\,SO_2(g)$$

Exercícios de revisão

9.1 Alternativa E.

Apenas o oxigênio e o ozônio diferem entre si quanto à atomicidade. As demais variedades alotrópicas diferem quanto à estrutura cristalina.

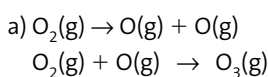
9.2 São corretos os itens 01, 02, 04, 08 e 16.

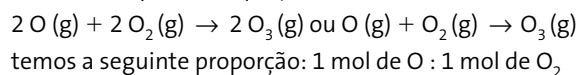
Resposta: 31.

O item 32 está errado porque as propriedades físicas do ozônio (como a de proteger o planeta dos raios ultravioleta do Sol) são diferentes das do oxigênio, apesar de serem formas alotrópicas de um mesmo elemento. Logo, um não pode substituir o outro nessa função.

9.3

a) $O_2(g) \rightarrow O(g) + O(g)$

$O_2(g) + O(g) \rightarrow O_3(g)$

b) Admitindo apenas a equação:

$2\,O\,(g) + 2\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,O_3\,(g)$ ou $O\,(g) + O_2\,(g) \rightarrow O_3\,(g)$

temos a seguinte proporção: 1 mol de O : 1 mol de O_2

De acordo com o gráfico, isso é favorecido a uma altitude próxima a 135 km.

9.4 Alternativa A.

As propriedades químicas de duas formas alotrópicas são semelhantes e, em geral, elas podem reagir formando os mesmos compostos.

9.5 Alternativa A.

Fósforo branco e fósforo vermelho são formas alotrópicas do fósforo.

Compreendendo o mundo

Neste texto, mostramos como a presença do ozônio na atmosfera (formado pela reação entre os poluentes lançados) aumenta o efeito estufa, sendo uma das principais causas das mudanças climáticas. E, por outro lado, como as mudanças climáticas estão ajudando a destruir a camada de ozônio, aumentando os problemas provenientes desse fenômeno (numa espécie de “bola de neve” que só cresce). Entre os problemas causados pela destruição da camada de ozônio, está o aumento de radiações eletromagnéticas que chegam ao nosso planeta; assim, introduzimos o tema que será tratado na próxima unidade.

O tema central da próxima unidade é a poluição eletromagnética. Esse tema é de interesse geral – já que todos estamos sujeitos às radiações eletromagnéticas, pois mesmo quem vive afastado das grandes cidades recebe as radiações solares e os raios cósmicos – somos capazes de discutir vários assuntos importantes para o aprendizado de Química, tais como radioatividade, evolução de modelos atômicos, natureza da luz, partículas elementares, estrutura atômica, assim como assuntos de interesse do cotidiano, como a origem do câncer, se é perigoso fazer uma radiografia, como se faz uma tomografia, a importância do uso de protetores solares, entre outros.

Unidade 3
Poluição eletromagnética

O tema central desta unidade é a poluição eletromagnética. Explorando esse tema de interesse geral – já que todos estamos sujeitos às radiações eletromagnéticas – conseguimos discutir vários assuntos importantes para o aprendizado da Química, como radioatividade, evolução dos modelos atômicos, natureza da luz, partículas elementares e estrutura atômica.

Esse tema está bastante relacionado à Física, pois na realidade a estrutura do átomo – que tanto utilizamos em Química – é, a princípio, estudada pela Física. Como atualmente a tendência é evitarmos uma separação (de fato, descabida) entre as várias disciplinas que compõem as Ciências da Natureza e Matemática, podemos trabalhar esse tema com tranquilidade.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

Nesta unidade vamos falar de eletricidade e de radioatividade, e mostrar como esses fenômenos culminaram na descoberta do elétron, do próton e do nêutron.

Vamos ensinar a natureza da luz para mostrar, por exemplo, como um cientista determina a composição química de uma estrela ou descobre um elemento no Sol antes de saber se ele existe na Terra.

Vamos ensinar a evolução dos modelos atômicos com base no pensamento científico até chegar ao modelo básico, suficiente para explicar os fenômenos químicos com os quais vamos trabalhar até o final do curso. Falaremos também como se formam os íons positivos e negativos e, por fim, como foi construída a tabela periódica e que informações podemos obter ao consultá-la.

Sem dúvida, adquirir esse conhecimento será bastante importante para o aluno e seu futuro aprendizado de Química.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Vivemos em um mundo onde as informações nos chegam rapidamente, o tempo todo, em grande número.

E o que fazemos com elas? Por quanto tempo elas ocupam nossa mente, nossa vida?

Isso também pode ser dito em relação ao ensino: as informações são passadas rapidamente. Por exemplo, não se fala em modelo atômico de Rutherford e em modelo atômico de Bohr. Existe o modelo atômico de Rutherford-Bohr (?!).

Mas não são teorias diferentes? Baseadas em pesquisas e experimentos diferentes? Por que(m) foram fundidas?

Há quem diga que o aluno não tem condições de entender certas informações; por isso é necessário simplificá-las.

Eu concordo. Informações soltas, sem um alicerce que as sustentem, não podem ser compreendidas, devem ser aceitas, é preciso acreditar nelas. E se o aluno não acredita, ele não aprende.

Mas vamos pensar um pouco, estamos estudando Química. A Química é uma ciência experimental. Não precisamos aceitar os fenômenos que nos apresentam ou acreditar neles.

Podemos mostrar de onde vieram, apresentar os experimentos que confirmaram ou derrubaram determinada teoria, podemos relacionar o que estamos ensinando com o dia a dia do aluno para que o aprendizado faça sentido pra ele. Podemos instigar o aluno a pensar, a duvidar, a raciocinar, a se interessar e a querer aprender.

Com esse objetivo, preferimos, por exemplo, perguntar: "– O que são elétrons? Como se sabe que eles existem?" Em vez de afirmar: "O átomo é formado por duas regiões, um núcleo pequeno, denso e positivo e uma grande eletrosfera ao redor, contendo elétrons de massa desprezível".

Coloque-se no lugar do aluno: Que abordagem você gostaria de ouvir de seu professor?

Será que esse tipo de abordagem investigativa é mais trabalhosa? Não. Certamente, não. O que realmente dá trabalho é uma classe apática, desinteressada, sem vontade de nos ouvir ou de nos olhar de frente.

Como professores temos acesso a um número muito grande de pessoas, cidadãos sobre os quais, mesmo sem perceber, exercemos grande influência. Nosso interesse e entusiasmo nas aulas ajuda a criar um futuro melhor.

Sugestão de atividade

Para introduzir o tema "Poluição eletromagética" e despertar o interesse da classe, sugerimos uma demonstração experimental sobre as cores (ondas eletromagnéticas na faixa do visível).

Material necessário

- 1 CD
- 1 pedaço de fio de náilon
- 1 retroprojetor
- 1 cartolina preta
- Lápis
- Estilete
- Copos de vidro transparente com o fundo liso
- Corantes alimentícios de 2 ou 3 cores

Como fazer

Prepare previamente duas ou três soluções bem diluídas, de água e corante, de cores diferentes (por exemplo, vermelho e azul). Não faça cores fortes, pois isso dificultará o experimento.

Escureça bem a sala de aula. Desenhe um pequeno quadrado no centro da cartolina preta (de aproximadamente 2 cm × 2 cm), e recorte-o com a ajuda do estilete, de modo a obter uma pequena fenda por onde irá passar a luz do retroprojetor. Coloque a cartolina preparada sobre a plataforma do retroprojetor.

Prenda o CD com o fio de náilon na parte superior do retroprojetor, de modo que ele receba a luz que atravessa a fenda da cartolina projetando um arco-íris bem visível sobre uma parede branca (ajeite a posição do CD, se necessário). Pergunte ao aluno se ele sabe a origem desse arco-íris. Ouça as respostas. (O arco-íris se formou na parede devido à decomposição da luz branca emitida pela lâmpada do retroprojetor.)

Coloque agora um dos copos de corante, por exemplo, o vermelho, sobre a fenda da cartolina, de modo que a luz branca atravesse o corante vermelho antes de chegar ao CD. Nesse caso, o arco-íris projetado perderá as cores verde, azul e violeta, mostrando apenas tons de vermelho.

Pergunte ao aluno se ele sabe o que aconteceu. (O corante vermelho absorveu certos comprimentos de onda da luz branca – o verde, o azul, o violeta –, refletindo apenas os comprimentos de onda na faixa do vermelho.)

Agora troque o copo de corante vermelho por outro de cor azul. Pergunte o que aconteceu. (O corante azul absorveu certos comprimentos de onda da luz branca – o vermelho, o amarelo, o laranja –, refletindo apenas os comprimentos de onda na faixa do azul e do verde, que são próximos. Note que isso pode variar conforme o corante utilizado.)

Continue questionando e usando outros exemplos, como o que faz uma blusa, por exemplo, ser vermelha, ou azul ou amarela e também branca (reflete todas as cores) ou preta (absorve todas as cores). Extrapole questionando qual cor de roupa pode ser mais adequada para usar sob um sol forte.

Capítulo 10 — Eletricidade e radioatividade

O capítulo apresenta como foram descobertos os elétrons e os prótons, os raios X e a radioatividade. Enfim, apresenta as partículas e os fenômenos que colocaram fim à ideia de átomo indivisível e, assim, suscitaram a necessidade de criar novos modelos atômicos que pudessem explicar as propriedades da matéria.

Objetivos

Relacionar e compreender como as atividades experimentais foram importantes para a criação dos modelos ao longo da História.

Reconhecer que o conhecimento químico é dinâmico, portanto, provisório.

Compreender a diferença de eletrólitos e não eletrólitos.

Entender o fenômeno da radioatividade e reconhecer suas principais partículas.

Conteúdos específicos imprescindíveis para a sequência dos estudos

Existência dos prótons e elétrons: experimentos.

Íons: teoria de Arrhenius.

Eletrólitos e não eletrólitos.

Radioatividade: presença de partículas carregadas.

Principais tipos de emissões radioativas.

Comentários e sugestões

Este capítulo é muito rico em informações que podem ajudar o aluno a construir um conhecimento significativo do assunto. Conforme o tempo disponível, não será possível trabalhar em detalhes todos os tópicos, então, estimule-o a ler o livro, faça comentários, mencionando que no final do século XX ocorreram várias descobertas importantes que revolucionaram a concepção que os cientistas tinham sobre o átomo. É provável que eles já tenham estudado anteriormente sobre prótons e elétrons. Pergunte se sabem como foram descobertos, se sabem o que são raios X, se eles tomam sol sem proteção, etc.

Apresente de forma simples os experimentos que foram desenvolvidos. O importante, neste momento, é que os alunos compreendam que através dos experimentos realizados naquela época novas descobertas sobre o átomo foram surgindo. No final da aula, abra uma discussão sobre o papel da experimentação e novas descobertas para o desenvolvimento da Ciência.

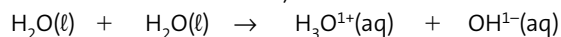
Quando abordar a radioatividade e suas principais emissões, não fale sobre número atômico e número de massa, isso será feito mais tarde. É importante destacar, neste momento, a descoberta de partículas carregadas e de radiações que foram observadas pelo experimento realizado com a placa de chumbo.

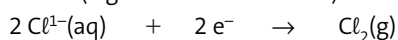
Experimento: Eletrólitos e não eletrólitos

Este experimento pode ser realizado em grupos de alunos. Anote na lousa as respostas fornecidas pelos grupos do item **Investigue**. No decorrer do experimento, interaja com seus alunos buscando abrir espaço para que eles tentem, através das observações, propor explicações. Conforme as conclusões que resultarem dessa discussão, introduza os conceitos químicos sobre íons (de acordo com a teoria de Arrhenius), eletrólitos e não eletrólitos. Lembre aos alunos a importância da devolução da bateria descarregada para o fabricante para que possa ser reciclada.

Investigue

1. A água destilada não acende o LED. O aluno pode concluir que na água destilada não há formação de íons. O professor deve avaliar se comenta ou não com os alunos sobre a autoionização da água nesse momento. Se for o caso, explique que no estado de agregação líquido as moléculas de água estão em constante movimento e que o choque entre elas pode formar íons (o cátion hidrônio e o ânion hidróxido):
   $H_2O(\ell) + H_2O(\ell) \rightarrow H_3O^{1+}(aq) + OH^{1-}(aq)$
   Estima-se, porém, que a 25 °C, de cada 555 milhões de moléculas de água apenas uma sofra ionização. Logo, a quantidade de íons existentes na água destilada é mui-

to pequena e insuficiente para conduzir corrente elétrica, impedindo que o LED acenda.

2. O sal de cozinha puro, no estado de agregação sólido, não conduz corrente elétrica, porque os íons estão firmemente presos uns aos outros.

3. Na solução de água e sal de cozinha há uma grande quantidade de íons e, portanto, há condução de corrente elétrica e o LED acende.
   O aluno deverá notar a formação de uma coloração esverdeada no ânodo (polo positivo).
   Deixe os alunos pensarem a respeito.
   Mais tarde, se quiser, diga que ocorreu a eletrólise do cloreto de sódio e que houve a formação de cloro no ânodo (o gás de cor esverdeada):
   $2\ C\ell^{1-}(aq) \quad + \quad 2\ e^- \quad \rightarrow \quad C\ell_2(g)$

4. Na solução de água e açúcar, não há formação de íons e o LED não acende.

5. A água de torneira possui várias substâncias dissolvidas, muitas das quais formam íons. Escurecendo o ambiente é possível observar que o LED acende com uma luz bem fraquinha, devido à pequena quantidade de íons existentes.
   Observação: O aparelho utilizado para fazer o experimento não oferece riscos para o aluno (ainda que ele coloque a mão na solução de água e sal enquanto o LED estiver aceso). Portanto, o professor pode optar por dividir a classe em grupos para que os alunos possam construir o aparelho, fazer os testes e comparar os resultados, ou pode optar por fazer uma aula demonstrativa. Nesse caso, é preciso transitar pela classe com o aparelho para que todos os alunos possam se certificar se o LED acendeu ou não (em geral, não é possível fazer essa observação de longe).

Conversa com o professor

Raios X e radioatividade

"[...] Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923) espantou o mundo ao anunciar, no final de 1895, a descoberta de 'um novo tipo de raio' e demonstrar que com esses raios se podia 'ver' dentro do corpo humano. [...]

Anunciou que, com sua descoberta, se poderia pela primeira vez ver dentro do corpo humano sem precisar abri-lo. É fácil imaginar a surpresa de muitos, pois ainda havia quem desaconselhasse certas cirurgias porque o bisturi poderia cortar a alma. [...]

Atualmente, são considerados raios X as radiações eletromagnéticas com comprimento de onda no intervalo aproximado de 10^{-11} a 10^{-8} m (0,1 a 100 Å), resultantes da colisão de elétrons produzidos em um cátodo aquecido (ocorre uma emissão termoiônica) contra elétrons de um ânodo metálico.

Ao contrário das radiações originadas nos núcleos atômicos, com as quais se assemelham em intensidade, os raios X têm origem extranuclear. [...]"

CHASSOT, Attico. Raios X e Radioatividade. *Química Nova na Escola*, n. 2, 1995. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc02/historia.pdf>. Acesso em: 8 mar. 2013.

Resolução das questões

1. a) Se a partícula apresenta carga negativa, ela é desviada para o polo positivo do campo elétrico. Se, ao contrário, a partícula apresenta carga elétrica positiva, ela é desviada para o polo negativo do campo elétrico. É possível concluir se a carga elétrica das partículas é positiva ou negativa.
   b) Quanto maior a massa das partículas, maior seria a inércia e menor o desvio sofrido. É possível obter uma relação de massa das partículas.
   c) Quanto maior a velocidade das partículas, menor seria o desvio sofrido. É possível obter uma relação de velocidade das partículas.

2. A descoberta do elétron (a cuja carga foi atribuído um sinal negativo) e a neutralidade da matéria, ou seja, se a matéria é eletricamente neutra e, ao mesmo tempo, é constituída de cargas negativas, então necessariamente devem existir partículas de carga positiva para neutralizar as cargas dos elétrons.

3. a) Thomson determinou o valor da relação entre a carga do elétron e a sua massa (e/m):
   $$\frac{e}{m} = 1{,}758805 \cdot 10^{11}\ C \cdot kg^{-1}$$
   Substituindo **e**, na equação pela carga do elétron determinada por Millikan, podemos calcular a massa de 1 elétron:
   $$\frac{1{,}602189 \cdot 10^{-19}\ C}{m} = 1{,}758805 \cdot 10^{11}\ C \cdot kg^{-1}$$
   $$m = \frac{1{,}602189 \cdot 10^{-19}\ C}{1{,}758805 \cdot 10^{11}\ C \cdot kg} \rightarrow m \approx 9{,}10953 \cdot 10^{-31}\ kg$$
   Observação: o aluno não precisa fazer os cálculos, basta deixá-los indicados.
   b) Sim. Basta multiplicar o valor encontrado por 1836 (nesse caso, a massa do próton é $\approx 1{,}67251 \cdot 10^{-27}$ kg).
   c) Exatamente igual ao do elétron ($1{,}602189 \cdot 10^{-19}$ C), só que de sinal contrário.

4. a) Arrhenius acreditava que o calor necessário à fusão separava as partículas de modo que algumas ficavam com excesso de elétrons (negativas) e outras, com falta de elétrons (positivas).

b) A condução de corrente elétrica numa solução é feita por íons, porque somente as soluções que formam íons (soluções de eletrólitos) conduzem corrente elétrica.

5. Alternativa D.
Está errada porque o sulfato duplo de potássio e uranila di-hidratada utilizado por Becquerel foi capaz de impressionar uma chapa fotográfica lacrada devido às emissões radioativas do elemento urânio (e do rádio isolado mais tarde pelos Curie).

6. Alternativa E.
a) Na eletrosfera do átomo existem apenas elétrons, que apresentam massa desprezível.
b) Thomson determinou o valor da relação entre a carga do elétron e a sua massa (e/m), e os elétrons.
c) A descoberta de Chadwich não alterou o modelo atômico de Rutherford, o modelo que alterou este modelo foi o modelo de Bohr.
d) As radiações alfa (α), beta (β) e gama (γ), emitidas pelos átomos de urânio, apresentam comportamento diferente ao atravessar a matéria ou um campo elétrico no vácuo.

7. Alternativa A.

Exercícios de revisão

10.1 São corretos os itens: 02, 04, 16 e 32. Resposta: 54.
01. Errado. Os raios canais partem do ânodo e caminham em direção ao cátodo.
08. Errado. A massa do próton (parte elementar dos raios canais) é 1×836 vezes maior que a massa do elétron (parte elementar dos raios catódicos).

10.2 Alternativa E.
Os raios catódicos são constituídos por um feixe de elétrons.

10.3 Alternativa A.
Os raios catódicos são atraídos para a placa positivamente carregada. São, portanto, constituídos de carga negativa.

10.4 Alternativa D.
A alternativa D é errada porque os íons são partículas (átomos ou moléculas) que possuem excesso ou deficiência de elétrons. O número de prótons é constante e invariável em qualquer fenômeno químico e, por isso, caracteriza o elemento.

10.5 São corretas as afirmativas: 02; 04; 08; 16; 32.
Resposta: 62.
01. Falsa. Os gases, em condições ambientes, não são bons condutores de corrente elétrica.

Capítulo 11 — Evolução dos modelos atômicos

O objetivo deste capítulo é verificar como os cientistas constroem os modelos atômicos com base nos conhecimentos disponíveis e, como esses modelos vão se modificando à medida que novas descobertas científicas são feitas e novos conhecimentos são incorporados.

O modelo de Thomson se baseou na descoberta dos elétrons e da radioatividade. O modelo de Rutherford se baseou no experimento que ele e seus colaboradores idealizaram de bombardear finíssimas placas de ouro com partículas alfa (na verdade a ideia era comprovar a adequação do modelo de Thomson). O modelo de Bohr se baseou na melhor compreensão da natureza da luz, nos espectros de emissão e absorção dos elementos e na teoria de Max Planck. O modelo de Sommerfeld se baseou na descoberta da estrutura fina dos espectros de emissão.

Objetivos

Conhecer os modelos atômicos de Thomson, Rutherford e Bohr.

Contextualizar e analisar a contribuição dos modelos para a evolução da Química.

Compreender e utilizar as ideias de Rutherford para explicar a natureza elétrica da matéria.

Associar a luz que é emitida por gases de substâncias aquecidas (espectro descontínuo) com transições entre seus níveis quânticos de energia.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Modelo atômico de Thomson.
Modelo atômico de Rutherford.
Espectro eletromagnético.
Modelo de Bohr.

Comentários e sugestões

Relembre a descoberta dos prótons e elétrons e do fenômeno da radioatividade estudados no capítulo anterior para explicar o modelo atômico de Thomson. Depois, comente com os alunos sobre o experimento de Rutherford, qual era sua intenção e o resultado inesperado que ele obteve. Se possível, faça um esquema do experimento na lousa ou mostre-o em uma transparência no retroprojetor. Discuta com os alunos sobre as conclusões de Rutherford e por que o seu modelo, criado com base nesse experimento, foi logo abandonado. Peça que comparem as ideias do modelo de Rutherford com o modelo de Thomson e indiquem os pontos que considerem concordantes e não concordantes. Essa discussão ajuda na construção do conhecimento.

Para melhor compreensão dos alunos sobre o modelo atômico de Bohr fale sobre o espectro eletromagnético e cite exemplos de radiações eletromagnéticas importantes como as que descrevemos na tabela a seguir:

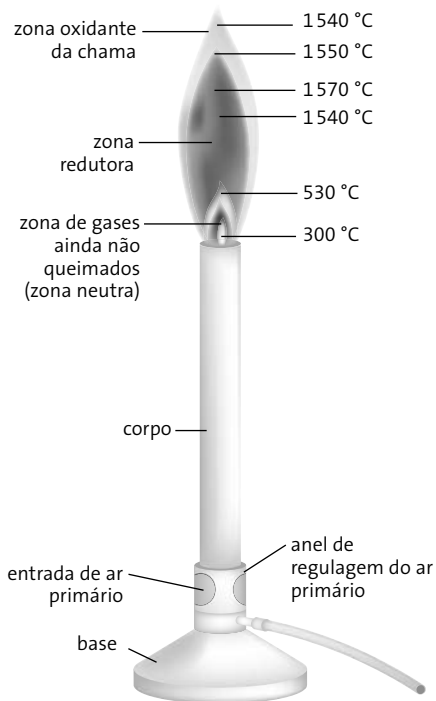
Radiação Frequência	Características	Aplicações
Raios gama Entre 10^{18} Hz e 10^{23} Hz	São radiações eletromagnéticas emitidas por elementos radioativos. Possuem comprimentos de onda que vão de $3 \cdot 10^{-6}$ nm até 0,3 nm. São extremamente energéticas (mais que os raios X).	São utilizados na detecção de pequenas rachaduras em peças metálicas (gamagrafia), na esterilização de suprimentos médicos, na conservação de alimentos, em tratamentos médicos (radioterapia) e em pesquisas científicas relacionadas ao átomo, entre outras.
Raios X Entre 10^{16} Hz e 10^{21} Hz	São radiações eletromagnéticas com frequência além da ultravioleta, com comprimentos de onda entre $3 \cdot 10^{-4}$ nm a 30 nm. São produzidos por saltos de elétrons em regiões próximas ao núcleo dos átomos ou pelo choque de elétrons contra anteparos duros (como ocorre nos tubos de raios catódicos).	São utilizados em diagnósticos médicos e no controle de qualidade da estrutura interna de objetos (por exemplo, para garantir a ausência de falhas em blocos metálicos).
Ultravioleta Entre $1{,}0 . 10^{15}$ Hz e $9{,}4 . 10^{14}$ Hz	Radiação do espectro solar invisível aos nossos olhos e de frequência (e energia) mais alta que a da luz violeta (por isso, denominada ultravioleta). Essa radiação é composta de ondas cujo comprimento estende-se de 100 nm até cerca de 400 nm.	É usada na esterilização de ambientes (elimina microrganismos patogênicos), em testes industriais não destrutivos e em aplicações médicas. Possui energia suficiente para ionizar átomos, sendo usada para acelerar certas reações químicas.
Infravermelho Entre 10^{12} Hz e 10^{14} Hz	As cores do arco-íris apresentam temperaturas diferentes, que aumentam antes da faixa vermelha do arco-íris, onde já não há mais luz visível. Por isso, essa radiação invisível ao olho humano, que possui comprimento de onda no intervalo entre $3 \cdot 10^{3}$ nm e cerca de $3 \cdot 10^{5}$ nm, é denominada infravermelho.	É utilizado para aquecer ambientes, cozinhar alimentos e acelerar o processo de secagem de pinturas industriais. É também empregado no tratamento de dores reumáticas ou traumas musculares. A radiação infravermelha é aplicada a instrumentos bélicos, como os aparelhos de visão noturna (baseados na temperatura dos corpos), bem como a sensores de presença, alarmes e aparelhos de controle remoto.
Micro-ondas Entre 10^{9} Hz e 10^{12} Hz	Possuem comprimentos de onda entre $3 \cdot 10^{5}$ nm até $3 \cdot 10^{8}$ nm.	São utilizadas tanto no preparo de alimentos como em comunicações telefônicas entre cidades distantes, estações retransmissoras de televisão e radares.
Ondas de rádio Entre 10^{0} Hz e 10^{7} Hz	Possuem comprimentos de onda que se estendem de $3 \cdot 10^{8}$ nm até $3 \cdot 10^{17}$ nm.	São utilizadas para transmissões radiofônicas (ondas curtas, médias e longas). Também são emitidas por estrelas e nebulosas. A captação dessas ondas por meio de radiotelescópios e radiointerferômetros permite o estudo desses corpos celestes quando eles se encontram além das distâncias alcançadas pelos telescópios ópticos.

Convide um profissional da área de saúde para falar sobre os instrumentos de diagnóstico e tratamento que utilizam radiação. Alertar sobre os cuidados que devem ser tomados e os perigos provocados pela exposição excessiva aos diversos tipos de radiação eletromagnética.

Outra opção é fazer o teste da chama demonstrativo (página 178 do livro do aluno) como sugestão de Atividade extra (como explicaremos a seguir). Trata-se de um ótimo recurso explicar as ideias do modelo de Bohr.

Atividade extra

O teste da chama é um experimento muito bonito e interessante que ilustra bem a teoria que está sendo estudada, mas exige algumas precauções para evitar problemas, tanto para quem faz o experimento como para o meio ambiente. Por isso, o experimento deve ser preferencialmente demonstrativo e todas as instruções de segurança devem ser rigorosamente seguidas.

A chama produzida pela queima de um gás num bico de Bunsen apresenta três zonas bem distintas:

Zona neutra: região fria, próxima da boca do tubo (onde não ocorre queima de gás).

Zona redutora: região pouco quente, localizada acima da zona neutra na forma de um pequeno cone azul (onde se inicia a queima de gás).

Zona oxidante: região muito quente capaz de atingir a temperatura da ordem de 1500 °C. Localiza-se acima da zona redutora (onde ocorre queima completa do gás).

A energia produzida na zona oxidante é suficiente para ativar os elétrons de determinados cátions, fazendo-os saltar para níveis mais energéticos.

Ao terem seus elétrons ativados, esses cátions se movem em direção à zona redutora ou à zona neutra. Isso faz com que os elétrons voltem aos níveis de energia que ocupavam antes, devolvendo a energia recebida na zona oxidante.

É propriedade de certos cátions que seus elétrons devolvam a energia absorvida na chama, na forma de luz visível, cujo comprimento de onda corresponde a uma determinada cor. Essa cor é característica da espécie de cátion. Assim, pode-se identificar a presença de um determinado cátion em uma solução pela cor que a chama apresenta com uma amostra dessa solução.

O teste da chama normalmente é feito com sais que possuem o cátion a ser testado e o ânion cloreto. Estes sais são preferidos por serem mais solúveis e, assim, liberarem uma quantidade maior de íons.

Material necessário

Um fio de níquel-cromo ou de platina

Uma haste de vidro

Uma rolha de cortiça

Solução de ácido clorídrico concentrado (6 mol/L)

Solução aquosa de diversos sais como, cloreto de sódio, $NaC\ell(aq)$, cloreto de potássio, $KC\ell(aq)$, cloreto de cálcio, $CaC\ell_2(aq)$, cloreto de estrôncio, $SrC\ell_2(aq)$ e cloreto de bário, $BaC\ell_2(aq)$

6 tubos de ensaio

1 estante para tubos de ensaio

Como fazer

O professor deve preparar as soluções previamente, utilizando a menor quantidade possível de reagentes. Uma quantidade de solução igual a meio tubo de ensaio é suficiente para fazer o teste.

O teste da chama é feito com um fio de níquel-cromo (mais barato) ou de platina (melhor resultado) amarrado na ponta de uma haste de vidro. A outra ponta da haste normalmente é espetada numa pequena rolha de cortiça que serve de suporte para manusear a haste. A ponta do fio deve ser curva para reter uma película do líquido que contém a espécie de cátion a ser testada (veja ilustração abaixo).

O teste da chama é muito sensível, por isso o fio deve ser limpo antes e depois de se testar cada espécie de cátion. A limpeza do fio é feita com solução de ácido clorídrico, $HC\ell(aq)$, concentrado (6 mol/L). Deve-se mergulhar o fio nessa solução e em seguida levá-lo à chama, conduzindo-o lentamente à margem da zona redutora, até que a presença do fio não cause mais nenhuma coloração à chama.

A chama do cátion sódio mascara a de outros cátions, caso a solução testada apresente impurezas de sódio. Para eliminar esse problema, pode-se observar a chama através de um vidro de cobalto ou, ainda, de dois pedaços de papel celofane sobrepostos, um azul e outro vermelho, através dos quais a cor amarela, devido ao sódio, é absorvida e as outras são modificadas.

Dicas de segurança

Risco de incêndio: Tome bastante cuidado ao fazer esta experiência. Antes de começar, verifique se não há materiais inflamáveis por perto, pois, nesse caso, a presença da chama pode causar acidentes graves.

O ácido clorídrico concentrado só deve ser manuseado pelo professor, na capela do laboratório, usando luvas de borracha nitrílica, avental, óculos de proteção e máscara.

Propriedades das substâncias utilizadas

O **ácido clorídrico**, $HC\ell(aq)$, é um líquido incolor ou levemente amarelado. É um ácido forte, volátil e corrosivo. É tóxico por ingestão e inalação e fortemente irritante para os olhos e para a pele. A tolerância é de 7 mg de $HC\ell$ por m^3 de ar.

O **cloreto de sódio**, $NaC\ell(s)$, é encontrado na forma de cristais incolores ou esbranquiçados. Conhecido também como sal marinho ou sal-gema, e o principal constituinte do sal de cozinha. É amplamente utilizado na indústria, na alimentação, na conservação de carnes, manteigas e como espessante em xampus. Não apresenta toxicidade; sua manipulação não oferece perigo.

O **cloreto de potássio**, $KC\ell(s)$, é encontrado na forma de cristais incolores ou esbranquiçados. É o principal constituinte do mineral silvinita. É usado em fertilizantes, preparados farmacêuticos, fotografia. Entra na composição de bebidas isotônicas (usadas por atletas para reposição de potássio no organismo) e misturado com o cloreto de sódio, vendido como "sal *light*" (com baixo teor de sódio, indicado para hipertensos). Não apresenta toxicidade; sua manipulação não oferece perigo.

O **cloreto de cálcio**, $CaC\ell_2(s)$, apresenta-se na forma de escamas brancas deliquescentes (capaz de se dissolverem na água que absorvem do ar). É utilizado como anticongelante, na indústria de papel e celulose, como fungicida, em produtos farmacêuticos. Não apresenta toxicidade; sua manipulação não oferece perigo.

O **cloreto de estrôncio**, $SrC\ell_2(s)$, é encontrado na forma de agulhas brancas, cristalinas. É utilizado em pirotecnia (fogos de artifício) e em medicina. É combustível e apresenta risco de incêndio. Deve ser manipulado somente pelo professor.

O **cloreto de bário**, $BaC\ell_2(s)$, é encontrado na forma de cristais brancos incolores. É usado para evitar incrustações em caldeiras industriais, como aditivo em óleos lubrificantes, em pigmentos. É muito tóxico, a ingestão de 0,8 g pode ser fatal. Deve ser manipulado somente pelo professor.

O melhor é fazer o experimento utilizando apenas os sais que não oferecem perigo como o $NaC\ell(s)$, o $KC\ell(s)$ e o $CaC\ell_2(s)$.

Resultados obtidos

Espécie de cátion	Sem papel celofane	Com papel celofane
Na^{1+}, sódio	Amarelo	Nada
K^{1+}, potássio	Violeta	Vermelho sangue
Ca^{2+}, cálcio	Vermelho tijolo	Verde-claro
Sr^{2+}, estrôncio	Vermelho sangue	Púrpura
Ba^{2+}, bário	Verde-amarelado	Verde-azulado

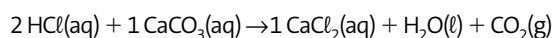
Pergunte ao aluno como ele relaciona o fenômeno observado no teste da chama ao que ocorre nos letreiros luminosos e coloridos de neon.

Resposta: ambos os fenômenos ocorrem devido a transição eletrônica, ou seja, sempre que o elétron recebe energia ele salta de um nível mais interno (menos energético) para um nível mais externo (mais energético). Ao voltar para o nível que ocupava antes (no estado fundamental), o elétron devolve a energia que havia recebido na forma de luz de determinado comprimento de onda que, para os cátions testados na chama ou para os gases nobres dos letreiros luminosos, corresponde a uma determinada cor visível.

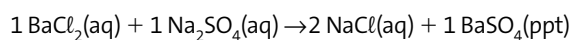
Descarte de rejeitos

O ácido clorídrico é prejudicial ao meio ambiente e, antes de ser descartado, precisa ser neutralizado. A neutralização é feita na capela, pela adição lenta e cuidadosa de uma solução de um sal básico, por exemplo, solução de carbonato de cálcio, $CaCO_3(aq)$, até a neutralização completa.

O ácido irá reagir com o sal, formando cloreto de cálcio, cuja solução pode ser descartada na pia do laboratório.

$$2\,HC\ell(aq) + 1\,CaCO_3(aq) \rightarrow 1\,CaC\ell_2(aq) + H_2O(\ell) + CO_2(g)$$

É importante não esquecer de usar luvas de borracha nitrílica, avental, óculos de proteção e máscara sempre que for manipular o ácido clorídrico.

O **cloreto de bário** é venenoso e a solução não deve ser descartada na pia. Primeiro deve ser feita a precipitação do bário pela adição de uma solução aquosa de sulfato de sódio, $Na_2SO_4(aq)$, por exemplo.

$$1\,BaC\ell_2(aq) + 1\,Na_2SO_4(aq) \rightarrow 2\,NaC\ell(aq) + 1\,BaSO_4(ppt)$$

Para cada grama de cloreto de bário presente na solução inicial, adicione 15 mL de solução de sulfato de sódio a 10%. Deixe descansar por uma semana. Faça um teste para verificar se a precipitação foi completa, adicionando algumas gotas de solução de sulfato de sódio a 10%. Se necessário, adicione mais solução de sulfato de sódio até não haver mais precipitação. Filtre o sólido (precipitado). Trate o sólido como lixo normal. Despeje o líquido pelo ralo. As demais soluções podem ser descartadas diretamente na pia do laboratório.

Conversa com o professor

Sobre a natureza da luz

"Informações importantes a respeito da natureza de átomos e moléculas têm sido obtidas através do estudo da interação da radiação com a matéria. Muitas evidências experimentais, desde a metade do século XIX, sugeriam que a luz deveria ser descrita como um movimento ondulatório. Esta evidência incluía o fato de que a luz exibe fenômenos de interferência e difração. Naquela época, em 1864, a teoria eletromagnética ondulatória foi desenvolvida em uma forma bastante satisfatória por J. C. Maxwell. Suas famosas equações diferenciais envolvendo os campos elétricos e magnéticos descrevem a radiação luminosa ondulatória e suas propriedades, em uma forma similar na qual as equações do movimento são aplicáveis às ondas sonoras. [...]

A espectroscopia tem como fundamento básico revelar o efeito da interação da radiação com a matéria, estando esta no estado gasoso, líquido ou sólido. Desde o século XIX trabalhos experimentais na área de espectroscopia, mais especificamente espectroscopia atômica, proporcionaram um conjunto de informações relevantes que levaram cientistas a buscar modelos e teorias mais adequadas para a descrição da interação da radiação com a matéria. [...]

O desenvolvimento de uma equação para reproduzir a forma experimental da dependência da energia da radiação com o comprimento de onda (ou frequência) da luz foi um dos problemas centrais dos físicos do século XIX. Planck apresentou no final de 1900 uma solução, na qual foi introduzida pela primeira vez a hipótese da quantização da energia ($E = n \cdot h \cdot \nu$, sendo h a constante de Planck, $6{,}62 \cdot 10^{-34}$ J · s, e n um número inteiro).

[...] No final do século XIX, Heinrich Hertz realizou experimentos e descobriu que uma descarga elétrica entre dois eletrodos ocorre mais facilmente quando se faz incidir sobre um deles luz ultravioleta. Lenard, seguindo alguns experimentos de Hallwachs, mostrou em seguida que a luz ultravioleta facilita a descarga ao fazer com que elétrons sejam emitidos da superfície do catodo [...]. A emissão de elétrons de uma superfície, devido à incidência de luz sobre essa superfície, é chamada de Efeito Fotoelétrico [...]."

ALMEIDA, Wagner B. de; SANTOS, Hélio F. dos. Modelos teóricos para a compreensão da estrutura da matéria. Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola, n. 4, 2001. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/mod-teor.pdf>. Acesso em: 9 mai. 2013.

Resolução das questões

1. a) O modelo é uma imagem mental que o cientista utiliza para explicar uma teoria a respeito de um fenômeno que não pode ser observado diretamente. Os modelos ilustram a teoria ajudando a explicá-la, mas não possuem necessariamente uma existência física real.

b) Por causa da descoberta dos elétrons, dos prótons e da radioatividade (o átomo não é indivisível).

c) Porque o resultado do experimento de Rutherford foi diferente do esperado. Esperava-se que a grande energia cinética das partículas alfa as faria atravessar uma finíssima folha metálica de ouro (de q10–4 mm de espessura), tal como uma bala de espingarda atravessa uma folha de papel sem ser rebatida por ela. O máximo que se previa era que algumas partículas alfa sofreriam pequenos desvios em suas trajetórias, já que o átomo era uma esfera carregada positivamente com elétrons distribuídos uniformemente por todo o seu volume (modelo de Thomson). O que ocorreu na realidade foi que a maioria das partículas α atravessou a placa de ouro sem sofrer desvio considerável em sua trajetória, mas algumas partículas α (poucas) foram rebatidas na direção contrária ao choque e outras sofreram um grande desvio em sua trajetória inicial.

2. Alternativa A.

3. De modo geral, os diversos tipos de ondas eletromagnéticas diferem pelo valor de sua frequência e, também, pela maneira como elas são produzidas. Conforme o valor da frequência, elas recebem denominações especiais: ondas de rádio, infravermelho, raios X, etc. O conjunto de todos esses tipos de onda é denominado espectro eletromagnético. Todas as ondas que constituem o espectro eletromagnético propagam-se no vácuo à mesma velocidade ($V = 3{,}0 \cdot 10^8$ m/s) e podem ser originadas pela aceleração de uma carga elétrica. Então, sempre que uma carga elétrica é acelerada, ela irradia um certo tipo de onda eletromagnética, o qual irá depender do valor da aceleração da carga.

4. a) A amplitude é a altura de uma onda, ou seja, a distância máxima que a onda atinge (pico) a partir de um ponto de equilíbrio (nível de referência).

b) $f = \frac{v}{\lambda} \rightarrow f = \frac{3 \cdot 10^8}{3 \cdot 10^2} \rightarrow$

$\rightarrow f = 10^6$ Hz ou 1 000 kHz

Observação: 1 kHz (quilohertz) = 10^3 Hz

c) $\lambda = \frac{v}{f} \rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{7{,}6 \cdot 10^7} \rightarrow \lambda = 3{,}95$ m

$\lambda = \frac{v}{f} \rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{8{,}2 \cdot 10^7} \rightarrow \lambda = 3{,}66$ m

5. Alternativa A.
As explicações estão de acordo com o modelo atômico de Bohr.

6. 1. O elemento responsável pela emissão de luz no teste da chama é sempre aquele que forma o cátion, porque, como faltam elétrons no último nível de energia do cátion, um elétron interno pode saltar para esse último nível ou outro mais energético ao receber energia da chama e depois voltar ao seu estado inicial, liberando energia na forma de luz: Ca^{2+} (cátion cálcio), Sr^{2+} (cátion estrôncio) e Ba^{2+} (cátion bário).
2. O modelo de Bohr é o que explica a emissão de luz no teste da chama: sempre que o elétron recebe energia ele salta de um nível mais interno para um nível mais externo (dizemos que o elétron encontra-se num estado ativado). Ao voltar para o nível que ocupava antes (no estado fundamental) o elétron devolve a energia que havia recebido na forma de luz, que pode ser visível ou não.

7. Alternativa B.
Um dos postulados do modelo atômico de Bohr afirma que: "todo átomo possui um certo número de órbitas, com energia constante, chamadas estados estacionários, nos quais o elétron pode movimentar-se sem perder nem ganhar energia". Ao receber energia, o elétron salta para um nível mais externo (mais energético). Ao cessar a emissão de energia, o elétron volta para o nível mais interno (menos energético), emitindo energia na forma de luz (visível ou não).

8. Alternativa C.
Ao receber energia, os elétrons da última camada são deslocados para níveis mais externos (camadas de maior energia). Ao retornar à posição de origem, esses elétrons emitem energia na forma de luz visível ou na forma de radiação ultravioleta.

9. Alternativa E.
O modelo atômico de Bohr propõe que o elétron, ao passar de uma órbita para outra, absorve ou emite um quantum de energia. Essa energia é emitida, geralmente, na forma de luz.

10. Alternativa D.
Não existe uma trajetória determinada para o núcleo do átomo. De acordo com o modelo de Sommerfeld, a eletrosfera está dividida em n níveis de energia, e cada nível de energia está dividido em n subníveis. A cada nível n correspondem uma órbita circular e (n – 1) órbitas elípticas. O núcleo atômico ocupa um dos focos dessas elipses, cujo plano pode tomar uma orientação qualquer no espaço.

Exercícios de revisão

11.1 Alternativa D.
Os fenômenos elétricos pressupõem a existência do elétron como partícula subatômica. O modelo de Dalton não previa a existência de partículas subatômicas de quaisquer espécies.

11.2 Alternativa B.
I. O átomo não é indivisível, e a matéria possui propriedades elétricas (1897): Thomson.
II. O átomo é uma esfera maciça (1808): Dalton.
III. O átomo é formado por duas regiões, denominadas núcleo e eletrosfera (1911): Rutherford.

11.3 Alternativa C.
As investigações sobre a natureza elétrica da matéria e descargas elétricas em tubos de gases rarefeitos culminaram com o modelo atômico de Thomson: átomos com uma esfera positiva onde estão distribuídas, uniformemente, as partículas negativas.
A determinação das leis ponderais das combinações químicas foram explicadas pelo modelo atômico de Dalton: átomos maciços, indivisíveis e indestrutíveis.
A análise dos espectros atômicos (emissão de luz com cores características para cada elemento) foi explicada pelo modelo atômico de Bohr: átomos com elétrons, movimentando-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares – denominadas níveis – com valor determinado de energia.
Estudos sobre radioatividade e dispersão de partículas alfa foram explicados pelo modelo atômico de Rutherford: átomos com núcleo denso e positivo, rodeado pelos elétrons negativos.

11.4 Alternativa C.
Dalton supunha o átomo maciço e indivisível. Seu modelo atômico não explicava fenômenos como a condução de eletricidade.

11.5 Alternativa B.
Segundo o modelo atômico de Bohr, a emissão de energia luminosa ocorre justamente quando "um elétron que ocupe um nível mais externo 'pula' para um nível mais interno, liberando uma quantidade bem definida de energia".

Capítulo 12 — Modelo básico do átomo

O capítulo aborda a estrutura básica do átomo caracterizando-a da seguinte forma: um núcleo muito pequeno e denso, contendo prótons e nêutrons, e elétrons numa região muito extensa e rarefeita, denominada eletrosfera. Outros termos químicos como número atômico, isótopos, número de massa e massa atômica também são discutidos neste capítulo.

Uma vez que as propriedades químicas dos elementos dependem diretamente da distribuição dos elétrons na eletrosfera, são também apresentadas nesse capítulo as teorias sobre a eletrosfera, os ânions e os cátions, o diagrama de energia para distribuição dos elétrons no átomo em níveis e subníveis e os conceitos de elétrons mais energéticos e de valência.

Objetivos

Compreender os conceitos de número atômico, isotopia e número de massa.

Identificar as características do átomo.

Contextualizar e reconhecer a importância dos modelos atômicos estudados para a ideia do modelo clássico atual.

Traduzir a linguagem simbólica da Química, compreendendo seu significado em termos microscópicos.

Relacionar número de nêutrons e prótons com massa isotópica, bem como relacionar sua composição isotópica natural com a massa usualmente atribuída ao elemento.

Diferenciar átomo neutro de um íon.

Compreender a simbologia e os códigos.

Identificar as partículas elementares de um átomo.

Compreender a distribuição eletrônica e reconhecer os elétrons mais energéticos e sua camada de valência.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Número atômico.

Elemento químico × número atômico.

Núcleo: prótons, nêutrons.

Eletrosfera e elétrons.

Representação do elemento.

Semelhanças atômicas: isótonos, isótopos e isóbaros.

Átomo neutro × íon.

Íons: cátions e ânions.

Diagrama de energia: átomo neutro e íon.

Elétron mais energético.

Camada de valência.

Comentários e sugestões

Inicie uma conversa com seus alunos para relembrar os modelos atômicos que já foram estudados nas aulas anteriores. A partir daí, chegue ao modelo básico mais aceito atualmente e estudado no Ensino Médio.

Leve uma tabela periódica grande para a sala e peça aos alunos que identifiquem a massa atômica de alguns elementos. Quando os alunos identificarem a massa atômica, seria interessante já relacionar o número de massa, explicando suas diferenças. O professor pode colocar na lousa os valores das massas dos prótons, nêutrons e elétrons. Partindo desses valores de massas, poderia ser iniciada uma discussão com os alunos para que pudesse concluir quais partículas seriam realmente importantes para o número de massa. Destaque a frase que está no livro na página 186: "Note que o número de massa (A) não é uma massa, é apenas um número que indica a quantidade de partículas do átomo cuja massa é relevante".

Explique então que os valores de massa atômica encontrados na tabela periódica são uma média ponderada que leva em conta os isótopos mais abundantes de cada elemento e sua respectiva porcentagem em massa na natureza.

Enfatize a importância dos isótopos, suas diferenças com relação a propriedades físicas, sua presença na natureza e suas aplicações. Como forma de avaliação, proponha que os alunos façam uma pesquisa sobre os isótopos e suas aplicações (esse assunto será retomado com mais detalhes no volume 3 desta coleção).

Durante toda a exposição desse conteúdo, devemos ter como foco:

- Levar o aluno a perceber a dimensão (infinitamente pequena) do átomo, sua característica elétrica e as distribuições das partículas fundamentais.
- Mostrar que o modelo que estamos utilizando é, de fato, apenas um modelo e não um retrato da realidade. Ele é útil para explicar determinados fenômenos até um certo grau de profundidade. Outros fenômenos ou um estudo mais profundo exigiriam outro(s) modelo(s).

A partir do conceito de átomo eletricamente neutro, aborde a definição de íon a partir da variação do número de elétrons. Ressalte sempre que o número de prótons não varia, pois é o que define o elemento químico.

Identifique passo a passo com seus alunos os prótons, nêutrons e elétrons de um elemento. Em seguida, diferencie e caracterize os cátions e ânions.

Os conceitos relacionados à distribuição eletrônica geralmente são abstratos para os alunos. Explique-os com base na soma das energias potencial (n, níveis) e cinética (l, subníveis) e nos modelos atômicos de Bohr e de Sommerfeld para justificar a ordem de distribuição dos elétrons no diagrama de energia. Esse são raciocínios que o aluno é capaz de acompanhar. Estimular o desenvolvimento do raciocínio abstrato é importante para a formação do aluno.

Seguindo esse raciocínio, monte com eles o diagrama de energia.

Mostre vários exemplos de átomos com seus respectivos números atômicos na lousa e explore a distribuição dos elétrons desses átomos, identificando a camada de valência e subnível ou elétron mais energético. É importante também apresentar a diferença entre a ordem crescente de energia e a geométrica.

Para que a aula não seja somente expositiva, em alguns momentos interaja com os alunos, checando o entendimento deles.

Enfatize nesta aula que, quando é fornecido um átomo neutro com seu número atômico, é possível partir desse número para distribuir os elétrons no diagrama, pois ambos (número atômico e número de elétrons) são iguais.

Para distribuição eletrônica de íons, primeiramente faça a distribuição eletrônica do átomo neutro. Em seguida, a partir da distribuição eletrônica do átomo neutro (seguindo a ordem geométrica), adicione ou retire elétrons para representar a distribuição eletrônica do íon.

Conversa com o professor

Hipótese de Fermi

O físico italiano Enrico Fermi (1901-1954) – que participou do Projeto Manhattan para a construção da bomba atômica – lançou a seguinte hipótese para explicar a emissão de partículas $_{-1}^{0}\beta$ (semelhantes a elétrons) do núcleo de um átomo:

A partícula $_{-1}^{0}\beta$ é emitida quando um nêutron instável se desintegra, convertendo-se em um próton.

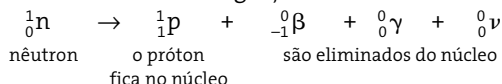
O próton fica no núcleo e, como a massa do próton é praticamente igual à massa do nêutron, a massa total do núcleo atômico não se altera.

A partícula $_{-1}^{0}\beta$ é expulsa do núcleo com radiação $_{0}^{0}\gamma$ e outra partícula chamada neutrino ($_{0}^{0}\nu$), de carga elétrica igual a zero e massa desprezível.

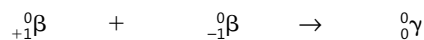
Note que, da mesma forma que os raios X são formados pela colisão de elétrons acelerados contra anteparos duros, a radiação $_{0}^{0}\gamma$ também se forma pela colisão de partículas $_{-1}^{0}\beta$ emitidas por um átomo radioativo contra o núcleo de um átomo que se encontra ao redor, pois todos os elementos naturalmente radioativos possuem núcleos pesados e grandes.

A existência do neutrino ($_{0}^{0}\nu$) foi prevista matematicamente antes da comprovação de sua existência real pelo físico alemão Wolfgang Pauli (1900-1958), para explicar a conservação de energia do sistema quando ocorre a desintegração do nêutron.

$$_{0}^{1}n \rightarrow {}_{1}^{1}p + {}_{-1}^{0}\beta + {}_{0}^{0}\gamma + {}_{0}^{0}\nu$$

nêutron — o próton fica no núcleo — são eliminados do núcleo

Nas reações de transmutação artificiais, ou seja, feitas bombardeando-se átomos (denominados alvos), com partículas aceleradas (denominados projéteis), cujo produto tanto pode ser um isótopo natural do elemento químico como um isótopo artificial (que não existe na natureza), pode ocorrer a liberação de pósitrons ou partícula beta positiva, $_{+1}^{0}\beta$.

O pósitron ou partícula beta positiva, $_{+1}^{0}\beta$, é, na verdade, uma antipartícula beta negativa, $_{-1}^{0}\beta$. Quando um pósitron e uma partícula beta se chocam, há extinção de matéria e liberação de energia na forma de radiação gama.

$$_{+1}^{0}\beta + {}_{-1}^{0}\beta \rightarrow {}_{0}^{0}\gamma$$

O pósitron é usado em uma técnica de diagnóstico em medicina denominada tomografia por emissão de pósitrons (PET), na qual traçadores radioativos inofensivos são acompanhados através do corpo pelos pósitrons que eles emitem.

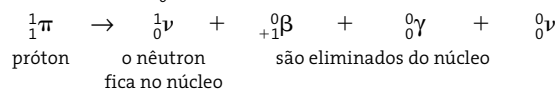
A emissão de pósitrons pelo núcleo atômico pode ser explicada da seguinte maneira:

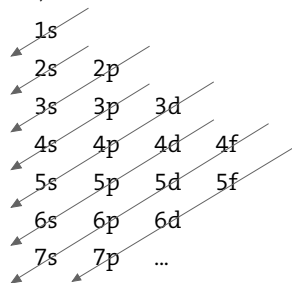
A partícula $_{+1}^{0}\beta$ é emitida quando um próton instável se desintegra convertendo-se em um nêutron.

O nêutron fica no núcleo. A massa total do núcleo atômico não se altera.

A partícula $_{+1}^{0}\beta$ é expulsa do núcleo com a radiação $_{0}^{0}\gamma$ e o neutrino, $_{0}^{0}\nu$.

$$_{1}^{1}\pi \rightarrow {}_{0}^{1}\nu + {}_{+1}^{0}\beta + {}_{0}^{0}\gamma + {}_{0}^{0}\nu$$

próton — o nêutron fica no núcleo — são eliminados do núcleo

O diagrama de energia

Desde sempre aprendemos que o diagrama de energia, tão utilizado para justificar a posição dos elementos na tabela periódica, as propriedades dos elementos e, portanto, o tipo de ligação química que estabelece, é de autoria de Linus Pauling.

Mas o que Linus Pauling fez foi apenas apresentar o diagrama de energia de forma mais didática. Em seus livros ele não diz que o diagrama é de sua autoria, mas como também não diz quem é o autor, acabou recebendo o crédito pelo trabalho indevidamente. Pretendemos, portanto, corrigir esse equívoco no livro.

Como é possível que o aluno tenha visto o diagrama de energia no Ensino Fundamental com o nome de "diagrama de Linus Pauling", é importante que o professor esteja preparado para esclarecer o equívoco.

Reserve um tempo no final da aula para debater sobre a importância (ou não) de corrigir um erro como esse, ou seja, dar o crédito de um trabalho ao seu verdadeiro autor. (Equívocos como esse infelizmente são comuns em qualquer ambiente de trabalho, principalmente no meio acadêmico.)

O diagrama de energia na verdade – que indica a energia do elétron e não a sua localização no átomo – é de autoria de um cientista alemão, conforme consta do artigo *Theoretical Justification of Madelung's rule*, disponível em: <http://jchemed.chem.wisc.edu/journal/issues/1979/Nov/index.html>. Acesso em: 21 jan. 2013.

O artigo encontra-se em inglês. Traduzimos a seguir os trechos mais importantes para o Ensino Médio. Note que neste livro trabalhamos exatamente a lei empírica de Madelung.

(O texto a seguir é apenas para informação ao professor, não precisa ser passado ao aluno.)

"A lei empírica descoberta por Madelung para sequência de preenchimento das camadas eletrônicas dos elementos da tabela periódica consistiu de duas partes:

(1) Quando átomos neutros consecutivos são considerados, as camadas eletrônicas são preenchidas na ordem da soma do número quântico $(n + l)$.

(2) Para elétrons em estado de igualdade $(n + l)$, a ordem de preenchimento segue com o aumento de n.

O extraordinário sucesso da lei de Madelung é evidenciado por seu uso em quase todos os livros de texto de Química geral em sua forma gráfica, mostrando a ordem de preenchimento de elétrons com o número atômico dado. Nenhum dos livros tentou dar significado teórico ou físico para essas linhas peculiares em 45°.

Usando o modelo estatístico de Fermi-Thomas com a solução aproximada de Tietz, Klechkovsky ofereceu a primeira justificativa teórica para a parte 1 da lei de Madelung. Uma proposta diferente, mas com o mesmo resultado, é apresentada aqui para ambas as partes da lei de Madelung e mais algumas aplicações. [...]

[...] Constatando que o modelo estatístico de Fermi-Thomas é mais uma aproximação grosseira do átomo mecânico-ondular, aproveitou-se da vantagem de sua extrema simplicidade para verificar as leis empíricas de Madelung, usando a solução de Tietz. O significado físico dessas linhas peculiares em 45°, usadas pelos estudantes iniciantes de Química para lembrar a sequência de preenchimento de elétrons nos orbitais atômicos em um átomo neutro, é, realmente, linhas de energia constante. A relação matemática do número atômico Z com os números quânticos n e l é: $n = (6\ Z)^{1/3} - l$. Em outras palavras, as subcamadas nas linhas paralelas do diagrama de energia têm, aproximadamente, energias potenciais iguais.

A ordem de preenchimento de elétrons em um átomo neutro é da energia potencial mais baixa para a energia potencial mais alta, medidas por $(n + l)$ e com o aumento de n e diminuição de l para subcamadas de mesma linha de energia potencial."

Fonte: MADELUNG, E. Matematische hilfmittel des physikers. 1ª ed. Berlim: Springer, 1936. p. 359.

KLECHKOVSKY, V. M. Zh. Exsperim. I Teor. Fiz., 41, 465 (1962). Trad. Soviet physics J. Expt. and theor. Phys. 14, 334 (1962).

FERMI, E. Mem. Accad. Lincei 6, 602 (1927). Thomas L. H. Proc. Cambridge Phil. Soc. 23, 542 (1927); Collected Papers (Univ. of Chicago Press, 1962).

Resolução das questões

1. Alternativa A.

$A = n + p \Rightarrow n = A - p$

$n = 1 - 1 \Rightarrow n = 0$ (prótio)

$n = 2 - 1 \Rightarrow n = 1$ (deutério)

$n = 3 - 1 \Rightarrow n = 2$ (trítio)

2. a) O diâmetro de um átomo é entre 10 000 e 100 000 vezes maior que o diâmetro do núcleo. Assim, se o diâmetro do átomo fosse de 12 740 km, o diâmetro do núcleo seria entre 10 000 e 100 000 vezes menor que o átomo: entre 1,274 km e 0,1274 km (1 274 m e 127,4 m).

b) massa do núcleo (m_n) e massa da eletrosfera (m_e)

$$\frac{m_n}{m_e} = \frac{(6 \cdot 1{,}00728) + (6 \cdot 1{,}00866)}{6 \cdot 5{,}485579 \cdot 10^{-4}}$$

$$\frac{m_n}{m_e} = \frac{(6{,}04368) + (6{,}05196)}{32{,}913474 \cdot 10^{-4}}$$

$$\frac{m_n}{m_e} = \frac{12{,}09564}{32{,}913474 \cdot 10^{-4}} \Rightarrow \frac{m_n}{m_e} \approx \frac{0{,}3675}{10^{-4}}$$

massa do núcleo ≈ 3 675 · massa da eletrosfera

c) Porque possui o mesmo número de prótons e elétrons, partículas com carga elétrica de mesma intensidade, porém com sinais contrários; portanto, se anulam mutuamente.

3. Linha 1: $A = Z + n \Rightarrow A = 18 + 22 \Rightarrow$

$\Rightarrow A = 40 \Rightarrow$ **a** $= 40$

$p = Z \Rightarrow p = 18 \Rightarrow$ **b** $= 18$

$e = p \Rightarrow e = 18 \Rightarrow$ **c** $= 18$

Linha 2: **d** = K

$Z = A - n \Rightarrow Z = 39 - 20 \Rightarrow Z = 19 \Rightarrow$ **e** $= 19$

$p = Z \Rightarrow p = 19 \Rightarrow$ **f** $= 19$

$e = p \Rightarrow e = 19 \Rightarrow$ **g** $= 19$

Linha 3: **h** = cálcio

$e = Z \Rightarrow A = e + n \Rightarrow A = 20 + 20 \Rightarrow A = 40$

$\Rightarrow$ **i** $= 40$

$e = Z \Rightarrow Z = 20 \Rightarrow$ **j** $= 20$

$p = e \Rightarrow p = 20 \Rightarrow$ **k** $= 20$

Linha 4: **l** = Sc

$p = Z \Rightarrow p = 21 \Rightarrow$ **m** $= 21$

$A = Z + n \Rightarrow n = A - Z \Rightarrow n = 43 - 21 \Rightarrow$

$\Rightarrow n = 22 \Rightarrow$ **n** $= 22$

$e = Z \Rightarrow e = 21 \Rightarrow$ **o** $= 21$

4. Linha 1: $A = Z + n \Rightarrow A = 47 + 61 \Rightarrow$

$\Rightarrow A = 108 \Rightarrow$ **a** $= 108 \Rightarrow p = Z$

$\Rightarrow p = 47 \Rightarrow$ **b** $= 47$

$e^- = p \Rightarrow e^- = 47 \Rightarrow$ **c** $= 47$

Linha 2: para o átomo neutro, $Z = e^-$

O íon As^{3-} possui 3 elétrons a mais em relação ao átomo neutro, logo:

$Z = e - 3 \Rightarrow Z = 36 - 3 \Rightarrow Z = 33 \Rightarrow$ **d** $= 33$

$p = Z \Rightarrow p = 33 \Rightarrow$ **e** $= 33$

$n = A - Z \Rightarrow n = 75 - 33 \Rightarrow n = 42 \Rightarrow$ **f** $= 42$

Linha 3: $p = Z \Rightarrow p = 30 \Rightarrow$ **g** $= 30$

$n = A - Z \Rightarrow n = 65 - 30 \Rightarrow n = 35 \Rightarrow$ **h** $= 35$

para o átomo neutro, $Z = e^-$

O íon Zn^{2+} possui 2 elétrons a menos em relação ao átomo neutro:

$e^- = Z - 2 \Rightarrow e^- = 30 - 2 \Rightarrow e^- = 28 \Rightarrow \mathbf{i} = 28$

Linha 4: para o átomo neutro, $Z = e^-$

O íon S^{2-} possui 2 elétrons a mais em relação ao átomo neutro:

$Z = e^- - 2 \Rightarrow Z = 18 - 2 \Rightarrow Z = 16$

$A = Z + n \Rightarrow A = 16 + 16 \Rightarrow A = 32 \Rightarrow \mathbf{j} = 32$

$Z = e^- - 2 \Rightarrow Z = 18 - 2 \Rightarrow Z = 16 \Rightarrow \mathbf{k} = 16$

$p = Z \Rightarrow p = 16 \Rightarrow \mathbf{l} = 16$

Linha 5: $p = Z \Rightarrow p = 24 \Rightarrow \mathbf{m} = 24$

$n = A - Z \Rightarrow n = 52 - 24 \Rightarrow \mathbf{n} = 28 \Rightarrow \mathbf{n} = 28$

$e^- = p \Rightarrow e^- = 24 \Rightarrow \mathbf{o} = 24$

Linha 6: para o átomo neutro, $Z = e^-$

O íon $A\ell^{3+}$ possui 3 elétrons a menos em relação ao átomo neutro:

$Z = e^- + 3 \rightarrow Z = 10 + 3 \rightarrow Z = 13 \rightarrow \mathbf{p} = 13$

$p = Z \rightarrow p = 13 \rightarrow \mathbf{q} = 13$

$n = A - Z \rightarrow n = 27 - 13 \rightarrow n = 14 \rightarrow \mathbf{r} = 14$

5. Alternativa C.

O ânion ${}^{35}_{17}C\ell^{1-}$ tem 18 elétrons: $(17 + 1 = 18)$.

O átomo ${}^{40}_{20}Ca$ tem 20 elétrons.

O cátion ${}^{42}_{20}Ca^{2+}$ tem 18 elétrons: $(20 - 2 = 18)$.

O cátion ${}^{59}_{27}Co^{2+}$ tem 25 elétrons: $(27 - 2 = 25)$.

O cátion ${}^{59}_{28}Ni^{2+}$ tem 26 elétrons: $(28 - 2 = 26)$.

O átomo ${}^{65}_{30}Zn$ tem 30 elétrons.

Os íons isoeletrônicos são: ${}^{35}_{17}C\ell^{1-}$ e ${}^{42}_{20}Ca^{2+}$.

6. Alternativa A.

O número atômico (número de prótons) é indicado subscrito à esquerda do símbolo; logo, o enxofre possui 16 prótons. No átomo neutro o número de prótons é igual ao número de elétrons: 16. A carga do ânion sulfeto é 2–, o que indica que o átomo de enxofre "ganhou" dois elétrons, portanto, o ânion apresenta 18 elétrons.

7. Alternativa A.

O crômio possui $Z = 24$, portanto, apresenta 24 prótons no núcleo.

O átomo neutro de crômio apresenta 24 elétrons na eletrosfera.

O íon Cr^{3+} perde 3 elétrons, portanto, apresenta: $24 - 3 = 21$ elétrons.

Lembre-se de que o número de prótons não muda.

Para determinar o número de nêutrons, seria necessário conhecer o número de massa do átomo de crômio a que se refere o enunciado.

8. Alternativa B.

O íon Fe^{2+} é um cátion bivalente, ou seja, obtido quando o átomo neutro perde 2 elétrons. Logo, o átomo neutro apresentava 26 elétrons e, portanto, 26 prótons.

Para o átomo neutro: $e^- = p = Z$.

$A = Z + n \rightarrow$

$\rightarrow 56 = 26 + n \rightarrow n = 30$

O número de massa, 56, é igual a soma dos prótons e nêutrons do núcleo do átomo.

9. Alternativa C.

A energia de cada conjunto nível/subnível pode ser calculada pela soma dos respectivos números quânticos principal e secundário (n + l). Em caso de empate, terá maior energia o conjunto que tiver maior valor de n (número quântico principal).

$4d = 4 + 2 \rightarrow 4d = 6$

$4f = 4 + 3 \rightarrow 4f = 7$

$5p = 5 + 1 \rightarrow 5p = 6$

$6s = 6 + 0 \rightarrow 6s = 6$

10. Fazendo a distribuição eletrônica dos átomos e íons no diagrama de energia, podemos, em seguida, escrever o resultado da distribuição eletrônica por extenso em ordem energética e em ordem geométrica.

a) Fósforo: ${}^{31}_{15}P$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^3$

b) Manganês: ${}^{55}_{25}Mn$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^5 / 4s^2$

11. a) ${}_{17}C\ell$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$. (III)

${}_{12}Mg$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$. (II)

${}_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. (I)

b) I. 8 elétrons na camada de valência.

II. 2 elétrons na camada de valência.

III. 7 elétrons na camada de valência.

IV. 8 elétrons na camada de valência.

Logo, as configurações I e IV apresentam o mesmo número de elétrons na camada de valência.

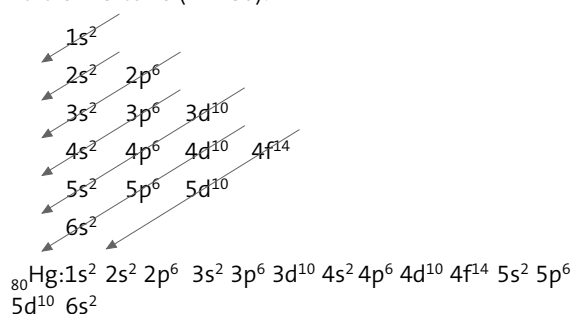
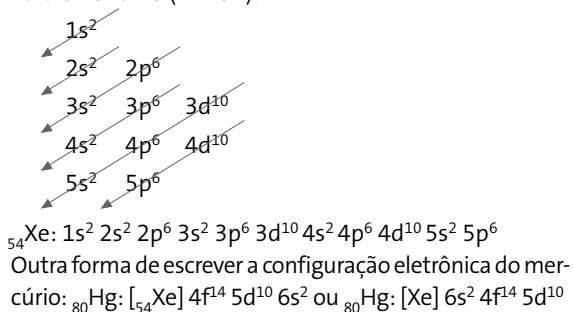
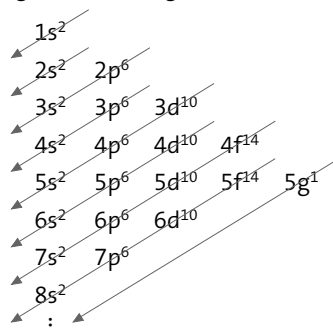
12. Alternativa D.

Para o mercúrio (Z = 80):

${}_{80}Hg$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 6s^2$

Para o xenônio (Z = 54):

${}_{54}Xe$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$

Outra forma de escrever a configuração eletrônica do mercúrio: ${}_{80}Hg$: $[{}_{54}Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2$ ou ${}_{80}Hg$: $[Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}$

13. Diagrama de energia:

Esse elemento, no estado fundamental, terá os elétrons mais externos no nível 8 subnível s e os elétrons mais energéticos no nível 5 subnível g, o que não ocorre com nenhum elemento químico conhecido.

14. a) O cátion $^{59}_{28}Ni^{3+}$ apresenta 25 elétrons (3 a menos do que o $_{28}Ni$).

Átomo: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^8 / 4s^2$

Cátion: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^7$

b) O ânion $^{79}_{34}Se^{2-}$ apresenta 36 elétrons (2 a mais em relação ao $_{34}Se$).

Átomo: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} / 4s^2\ 4p^4$

Ânion: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} / 4s^2\ 4p^6$

15. Alternativa A.

$_{48}Cd$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}$

Como o cátion é bivalente, Cd^{2+}, são retirados 2 elétrons do nível 5 do átomo. Portanto, o número de camadas de energia utilizadas é 4.

16. São diferentes porque os elétrons se distribuem no átomo em ordem de energia, mas a formação do cátion ocorre com a perda dos elétrons de valência (mais externos). Distribuição eletrônica do átomo de manganês, $^{55}_{25}Mn$, em ordem energética e em ordem geométrica:

$^{55}_{25}Mn$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^5 / 4s^2$

Distribuição eletrônica do cátion manganoso, $^{55}_{25}Mn^{2+}$, em ordem energética e em ordem geométrica:

$^{55}_{25}Mn^{2+}$: $1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$

Distribuição eletrônica do átomo de vanádio, $^{51}_{23}V$, em ordem energética e em ordem geométrica:

$^{51}_{23}V$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^3 / 4s^2$

17. Alternativa C.

$_{26}Fe$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6\ 4s^2$

No terceiro nível energético do átomo de ferro há 14 elétrons ($3s^2\ 3p^6\ 3d^6$).

18. a) O cátion $^{48}_{22}Ti^{2+}$ tem 20 elétrons (2 a menos do que o $_{22}Ti$).

Átomo: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^2 / 4s^2$

Cátion: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^2$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^2$

b) O ânion $^{127}_{53}I^{1-}$ tem 54 elétrons (1 elétron a mais do que o átomo $_{53}I$).

Átomo: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} / 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10} / 5s^2\ 5p^5$

Ânion: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$

$1s^2 / 2s^2\ 2p^6 / 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10} / 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10} / 5s^2\ 5p^6$

Exercícios de revisão

12.1 0. Verdadeiro. Átomos com o mesmo número de prótons, nêutrons e elétrons são iguais.

1. Verdadeiro. Z = p.

2. Verdadeiro.

3. Falso. Atualmente, são conhecidos cerca de 120 elementos químicos diferentes (entre naturais e artificiais).

4. Falso. Partículas positivas são prótons e partículas negativas são elétrons.

12.2 Alternativa C.

O magnésio possui isótopos de números de massa iguais a 24, 25 e 26. Desse modo, temos: $A = n + p \rightarrow n = A - p$

$n = 24 - 12 \Rightarrow n = 12$

$n = 25 - 12 \Rightarrow n = 13$

$n = 26 - 12 \Rightarrow n = 14$

12.3 Alternativa C.

O hidrogênio e o deutério são isótopos (possuem o mesmo número de prótons), diferem quanto ao número de nêutrons.

12.4 Alternativa D.

Isótopos diferem-se em relação ao seu número de nêutrons e possuem o mesmo número de prótons.

12.5 Alternativa A.

Número de massa $A = p + n$

Átomo A: $A = 17 + 18 \Rightarrow A = 35$

Átomo B: $A = 16 + 19 \Rightarrow A = 35$

Átomo C: $A = 17 + 19 \Rightarrow A = 36$

Átomo D: $A = 18 + 22 \Rightarrow A = 40$

O átomo isótopo de A é o C e o átomo de mesmo número de massa de A é o B.

12.6 Alternativa C.

A notícia diz que os “átomos mágicos” de silício possuem “duas vezes mais nêutrons do que prótons”, portanto, 28 nêutrons e 14 prótons e número de massa 42.

12.7 Alternativa E.

Espécies neutras apresentam o mesmo número de prótons e elétrons. Essa igualdade se verifica nas espécies X e W.

12.8 Alternativa D.

1 m ——— 100 cm
1 000 m ——— (1 km) x cm
$x = 10^5$ cm
1 km ——— 10^5 cm
$4 \cdot 10^5$ km ——— y
$y = 4 \cdot 10^{10}$ cm
10^{-8} cm ——— 1 átomo
$4 \cdot 10^{10}$ cm ——— Z

$$z = \frac{4 \cdot 10^{10} \cdot 1}{10^{-8}}$$

$z = 4 \cdot 10^{18}$ átomos
1 mol de átomos ——— $6{,}0 \cdot 10^{23}$ átomos
w ——— $4 \cdot 10^{18}$ átomos

$$w = \frac{4 \cdot 10^{18} \cdot 1}{6{,}0 \cdot 10^{23}}$$

$w = 0{,}666 \cdot 10^{-5}$
$w = 6{,}67 \cdot 10^{-6}$ mol de átomos

12.9 Massa atômica do boro:

$$MA = \frac{19{,}9 \cdot 10 + 80{,}1 \cdot 11}{100} \Rightarrow MA = 10{,}801$$

O inteiro mais próximo de MA é 11. Calculando a % de erro:

$$E\% = \frac{|11 - 10{,}801| \cdot 100}{10{,}801} \Rightarrow E\% = 1{,}84$$

Como E% > 1%, o valor da massa atômica do boro não pode ser arredondado para 11. Para 10,8, temos:

$$E\% = \frac{|10{,}8 - 10{,}801| \cdot 100}{10{,}801} \Rightarrow E\% = 0{,}009\%$$

O arredondamento máximo para a massa atômica do boro é 10,8.

12.10

a) A representação $^{12}_{6}C$ indica o isótopo do carbono que possui massa atômica 12 e $^{13}_{6}C$ indica a representação do isótopo de carbono que possui massa atômica 13.

b) $MA = \frac{(98{,}90 \cdot 12{,}000) + (1{,}10 \cdot 13{,}003)}{100} \rightarrow MA = 12{,}011$ u

c) Calculando a percentagem de erro, temos:

$$E\% = \frac{|12 - 12{,}011| \cdot 100}{12{,}011} \rightarrow E\% = 0{,}09\%$$

12.11 Alternativa B.

É importante frisar sempre para o aluno que o número de prótons jamais varia em um fenômeno químico (pode variar apenas em fenômenos radioativos).

12.12 Alternativa B.

O cobre possui Z = 29, portanto, apresenta 29 prótons no núcleo.
O átomo neutro de cobre apresenta 29 elétrons na eletrosfera.
O íon Cu^{2+}, perde 2 elétrons, portanto, apresenta:
29 – 2 = 27 elétrons.
Lembre ao aluno de que o número de prótons não muda.

12.13

a) Simples, cátion, bivalente, 56 prótons e 54 elétrons.
b) Composto, cátion, monovalente.
c) Simples, ânion, trivalente, 15 prótons e 18 elétrons.
d) Composto, ânion, tetravalente.
e) Simples, cátion, tetravalente, 50 prótons e 46 elétrons.
f) Composto, ânion, bivalente.
g) Simples, ânion, monovalente, 35 prótons e 36 elétrons.

12.14 Alternativa D.

Gás nobre: $^{40}_{18}G$, possui 18 prótons e 18 elétrons. O ânion X^{2-} possui 18 elétrons (e apresenta 2 elétrons a mais que o átomo neutro X). Logo, X apresenta: 18 – 2 = 16 elétrons e, portanto, 16 prótons.

12.15 Alternativa B.

$_{12}Mg$: 12 prótons e 12 elétrons.
$_{11}Na^{1+}$: 11 prótons e 10 elétrons.
$_{17}C\ell^{1-}$: 17 prótons e 18 elétrons.
$_{16}S$: 16 prótons e 16 elétrons.
$_{19}K^{1+}$: 19 prótons e 18 elétrons.
$_{18}Ar$: 18 prótons e 18 elétrons.
As espécies químicas isoeletrônicas são: $_{17}C\ell^{1-}$; K^{1+} e Ar.

12.16 Alternativa B.

$^{235}_{92}U^{4+}$: 92 prótons, 88 elétrons (carga 4+, perdeu 4 elétrons) e 143 nêutrons.
A = Z + n
$n = A - Z \Rightarrow n = 235 - 92 \Rightarrow n = 143$

12.17 Alternativa A.

Espécies isoeletrônicas.
$_{7}N^{3-}$: 7 prótons e 10 elétrons.
$_{9}F^{1-}$: 9 prótons e 10 elétrons.
$_{13}A\ell^{3+}$: 13 prótons e 10 elétrons.

12.18 Alternativa D.

Y = 15 elétrons (porque está com 2 elétrons a menos). O número de elétrons do átomo neutro Y = 15 + 2 ⇒
⇒ Y = 17 elétrons ⇒ Y = 17 prótons (Z = p)
$n = 2 + p \Rightarrow n = 2 + 17 \Rightarrow n = 19$
$A = p + n \Rightarrow A = 17 + 19 \Rightarrow A = 36$

12.19 Alternativa D.

Quando se compara o átomo neutro de enxofre, S, com o ânion sulfeto, S^{2-}, verifica-se que o ânion possui: dois elétrons a mais, o mesmo número de prótons e raio da eletrosfera maior. A eletrosfera do ânion é maior do que a do átomo neutro, porque a repulsão entre os elétrons aumenta por causa do aumento do número de elétrons, nesse caso, no terceiro nível de energia.

12.20 Alternativa D.

C^{3+} = 76 elétrons (porque está com 3 elétrons a menos). O número de elétrons do átomo neutro C = 76 + 3 ⇒
⇒ C = 79 elétrons ⇒ C = 79 prótons (Z = p)
n = 118 nêutrons
$A = p + n \Rightarrow A = 79 + 118 \Rightarrow A = 197$

12.21 Alternativa A.

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$

12.22 Alternativa B.
O ítrio apresenta 5 camadas eletrônicas ($5s^2$) e 1 elétron mais energético no subnível $4d^1$.

12.23 Alternativa D.
A^{2-}: $3s^2\ 3p^6$ (último nível).
Como o ânion apresenta 2 elétrons a mais, o átomo neutro terá distribuição: A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4 \rightarrow Z = 16$

12.24 Alternativa A.

II. Falsa. O átomo de ferro no seu estado fundamental apresenta 2 elétrons em seu nível de valência: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6\ 4s^2$

IV. Falsa. A configuração eletrônica do Fe^{3+} é: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$

Capítulo 13 — Tabela periódica

Este capítulo aborda como a tabela periódica está estruturada. Informações como classificação dos elementos (metais, gases nobres, ametais e hidrogênio), elementos presentes em cada grupo e propriedades periódicas são discutidas.

Objetivos

Compreender o que é uma propriedade periódica.

Relacionar a periodicidade das propriedades dos elementos com sua configuração eletrônica.

Reconhecer e compreender a organização dos elementos na tabela periódica para a determinação de algumas propriedades, como reatividade das substâncias e caráter metálico.

Traduzir as informações presentes na tabela em linguagem discursiva.

Identificar fontes de informações – tabela periódica – como forma de obter informações relevantes.

Reconhecer aspectos químicos na interação do ser humano com o meio ambiente.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Estudo da tabela periódica.

Classificação dos elementos.

Propriedades periódicas: raio atômico, energia de ionização, eletropositividade e eletronegatividade.

Comentários e sugestões

Leve uma tabela periódica grande para a sala de aula.

Inicie o assunto realizando um breve histórico das várias tentativas de organização dos elementos. Enfatize que todas elas tinham uma característica em comum: organizar os elementos através de propriedades semelhantes.

Apresente a tabela periódica atual e, com os alunos, conte quantas linhas e colunas ela apresenta. Pergunte a eles: "O que podemos observar pelos números que estão junto dos elementos, quando olhamos pelas linhas horizontais?".

Ensine seus alunos a localizar um elemento na tabela periódica através da distribuição eletrônica. Mostre que o fato de elementos de uma mesma coluna apresentarem uma distribuição eletrônica semelhante (mesmo número de elétrons de valência) é o que justifica terem propriedades químicas semelhantes.

Peça que observem a tabela da página 204, onde a continuidade na distribuição e na organização dos elementos é mais visível que na tabela comum (na página 9).

Divida os alunos em grupos de no máximo seis componentes e selecione um elemento diferente, de preferência também de família diferente, para cada grupo. Por exemplo, escreva na lousa os elementos com símbolos genéricos:

Grupo 1 = ${}_{20}X$ Grupo 2 = ${}_{13}Y$ Grupo 3 = ${}_{35}Z$
Grupo 4 = ${}_{26}A$ Grupo 5 = ${}_{7}D$ Grupo 6 = ${}_{18}E$

Proponha que cada grupo de alunos faça a distribuição eletrônica do elemento, identificando o elemento, sua família e seu período.

Aborde o átomo de hidrogênio de uma forma bem simples porque ele não se enquadra em nenhuma das famílias da tabela. Já no caso dos gases nobres, mencione a ideia de estabilidade, mas sem falar de regra do octeto.

Com relação às propriedades periódicas, se os alunos compreenderem o raio atômico ficará mais fácil abordar a energia de ionização, a eletronegatividade e a eletropositividade. A compreensão das propriedades dos elementos é assunto de extrema importância para ligações químicas (tema dos capítulos 14, 17 e 18).

Proponha uma pesquisa a seus alunos sobre as propriedades dos elementos de transição.

Trabalho em equipe

A sala pode ser dividida em grupos. Cada grupo vai pesquisar um tópico e apresentá-lo aos demais. Após as apresentações, pode-se fazer um debate entre os alunos para discutir o tema. No texto há uma descrição de um dos metais mais importantes, o ferro, e também os possíveis impactos ambientais sobre seu processo de produção em algumas regiões do Brasil. Essa é uma atividade a partir da qual um conceito químico que está sendo estudado, no caso, metais, permite abordar outros aspectos, como poluição e doenças. As respostas a seguir visam apenas orientar o trabalho do professor.

a) Os trabalhadores de fundição, usinas siderúrgicas, fábricas de vidro e cerâmica, de ladrilhos, lavanderias, minas (de estanho ou carvão, por exemplo), assim como os trabalhadores da construção civil e da agricultura, estão sujeitos à chamada poluição térmica.

O ser humano possui mecanismos internos de regulação térmica para manter a temperatura corporal mais ou menos constante, em torno de 37°C. Um desses mecanismos é o metabolismo basal, ou seja, as células do corpo queimam

nutrientes na presença de oxigênio para realizar suas funções, produzindo calor. Calcula-se que cada 1°C de elevação de temperatura no corpo equivale a um acréscimo de 13% no metabolismo basal. Isso faz com que o corpo humano se mantenha sempre aquecido e pronto para o trabalho, independentemente da temperatura externa.

O corpo humano também troca calor continuamente com o ambiente, por meio de irradiação*, recebendo calor de corpos mais quentes e irradiando para aqueles mais frios.

Uma exposição excessiva ao calor pode elevar a temperatura interna do corpo (hipertermia), causar falhas no mecanismo de regulagem da temperatura, falhas circulatórias, perda acentuada de água e sais minerais e inflamação das glândulas sudoríparas.

Uma pessoa não adaptada ao clima quente (acima de 40°C) e úmido (acima de 80%), trabalhando durante quatro horas, terá sua temperatura aumentada para 39°C (o normal é 37°C), o ritmo cardíaco subirá para 180 pulsações por minuto (em repouso o ritmo é de 70 pulsações por minuto) e vai eliminar em média dois litros de suor por hora.

O suor (perda de água por evaporação) é justamente um mecanismo de defesa do organismo exposto ao calor. A água é aquecida pelo calor do organismo, até passar para a fase de vapor e deixar a superfície do corpo. Para cada litro de água que evapora, são perdidas 580 calorias, com consequente resfriamento do organismo.

A quantidade de calor eliminada pela evaporação, porém, depende da umidade relativa do ar.

Quanto mais seco for o ar, maior a capacidade do organismo liberar água por evaporação. Em dias chuvosos – quando a umidade relativa se aproxima de 100% –, a perda de água por evaporação é quase nula.

A circulação do ar também favorece a evaporação, pois retira a camada de ar saturada de vapor de água próxima à pele, substituindo-a por outras, menos saturadas.

Uma pessoa submetida a altas temperaturas trabalha em um ritmo mais lento e necessita de pausas maiores e mais frequentes. Seu grau de concentração diminui e a frequência de erros e acidentes aumenta significativamente.

Mais detalhes em: <http://redalyc.uaemex.mx/src/inicio/ArtPdfRed.jsp?iCve=48831509&iCveNum=8032>. Acesso em: 9 mar. 2013.

b) O efeito estufa (por causa da elevada liberação de gás carbônico produzido na queima da madeira) e as consequentes mudanças climáticas.

Sobre esse assunto, veja mais detalhes em: <http://noticias.ambientebrasil.com.br/clipping/2005/05/21/19226-ibama-inspeciona-guseiras-em-maraba.html>. Acesso em: 9 mar. 2013.

c) A produção brasileira de ferro-gusa (são 69 empresas, com 137 altos-fornos instalados) divide-se entre a de usinas siderúrgicas integradas (que também produzem aço) e a de empresas independentes (gusa para fundição e aciaria). As primeiras respondem por 71,2% do total produzido e as independentes, por 28,8%. Essa fatia menor distribui-se hoje entre Minas Gerais (63%), Polo Carajás (31%), Espírito Santo (5%) e outros estados (1%). Quase toda a produção de Carajás (88%) é exportada para os Estados Unidos, enquanto as de do Minas Gerais e do Espírito Santo dividem-se entre os mercados interno e externo – cerca de 90% do ferro-gusa comercializado no país é oriundo de Minas Gerais. Da produção total de ferro-gusa no país, 66,8% envolvem o uso de carvão mineral e 33,2% de carvão vegetal.

Fonte de pesquisa:<http://cienciahoje.uol.com.br/revista-ch/revista-ch-2006/233/guseiras-na-amazonia-perigo-para-a-floresta>. Acesso em: 9 mar. 2013.

*Irradiação é a transmissão de calor por um corpo, na forma de ondas eletromagnéticas, na faixa do infravermelho. Em condições ambientais normais, a irradiação é responsável por 60% da perda calórica do ser humano.

Resolução das questões

1. As propriedades do elemento X podem ser "previstas" por meio da média aritmética das propriedades dos elementos que ocupam o mesmo período que X.

$$MA = \frac{88{,}906 + 92{,}906}{2} \rightarrow MA = 90,906 \text{ ou } 91 \text{ u}$$

$$d = \frac{4{,}47 + 8{,}58}{2} \rightarrow d = 6{,}525 \text{ g/cm}^3$$

$$PE = \frac{2\,500 + 3\,300}{2} \rightarrow PE = 2\,900 \text{ °C}$$

2. Alternativa B.
O (oxigênio), S (enxofre), Se (selênio), Te (telúrio) e Po (polônio) são elementos da família 16 da tabela periódica (família dos calcogênios). Os elementos de uma mesma família possuem, em geral, propriedades químicas semelhantes.

3. a) Configuração eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$; trata-se de um elemento representativo. Possui 3 níveis de energia, portanto encontra-se no 3º período e possui 4 elétrons ocupando esse nível mais externo; logo, pertence à família 14.

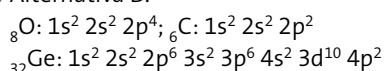
b) Configuração eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$; trata-se de um elemento representativo. Possui 5 níveis de energia; logo, encontra-se no 5º período e possui 1 elétron ocupando esse nível mais externo; logo, pertence à família 1.

c) Configuração eletrônica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^4$; trata-se de um elemento de transição externa. Possui 5 níveis de energia, portanto encontra-se no 5º período e pertence à família 6 (que é a soma dos elétrons mais energéticos com os mais externos: 4 + 2 = 6).

4. Alternativa D.
O elemento pertence ao grupo 5, pois a soma dos elétrons mais externos com os mais energéticos é igual a 5, e ocupa o 4º período, pois possui 4 camadas eletrônicas.

5. Alternativa E.
a) O manganês é sólido em temperatura ambiente.
b) O manganês é um metal da família 7.
c) O manganês é um metal de transição interna.
d) O átomo de manganês possui 5 elétrons no subnível de maior energia.
e) ${}_{25}Mn$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}\ 3d^5$ (2 elétrons na camada de valência).

6. Alternativa D.
Dos 112 elementos químicos que constam na tabela periódica, 91 são metais, portanto os metais constituem a maioria dos elementos químicos da tabela periódica.

7. Alternativa C. É a única alternativa que todos os elementos são metais, nas demais aparecem gases nobres e ametais.

8. Alternativa D.
${}_{8}O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$; ${}_{6}C$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
${}_{32}Ge$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$
O germânio apresenta o maior raio porque possui o maior número de camadas eletrônicas. Entre o carbono e o oxigênio, que possuem 2 camadas eletrônicas, o carbono apresenta o maior raio, porque possui menor número atômico.

9. Podemos calcular o raio aproximado de um íon pela média aritmética dos raios dos íons anterior e posterior numa mesma família de elementos.

Raio do $Na^{1+} = \dfrac{60 + 133}{2}$

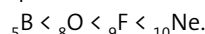
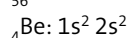
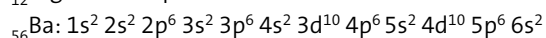
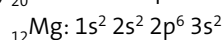
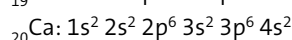
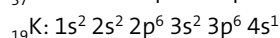
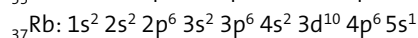
Raio do Na^{1+} = 96,5 pm ou ≈ 97 pm

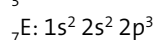
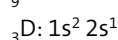
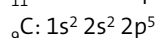
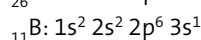
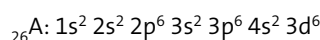
Raio do $Sr^{2+} = \dfrac{99 + 135}{2}$

Raio do Sr^{2+} = 117 pm

10. Alternativa B.
Considerando as posições de Mg, B e K na tabela periódica e as variações dos potenciais de ionização nos grupos e períodos, temos que o potencial de ionização, PI, varia na seguinte ordem: $PI\ K < PI\ Mg < PI\ B$.

11. Alternativa B.
a) ${}_{19}K$:$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
b) ${}_{3}Li$: $1s^2\ 2s^1$
c) ${}_{11}Na$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
d) ${}_{55}Cs$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^1$
e) ${}_{37}Rb$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$
Quanto maior o número atômico, menor o raio do átomo e, consequentemente, maior a energia de ionização; assim, a energia de ionização é $Cs > Rb > K > Na > Li$, sendo que o Li possui a menor energia de ionização, e portanto, o melhor elemento para o propósito do exercício.

12. a) ${}_{5}B$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$; ${}_{8}O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
${}_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$; ${}_{9}F$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
Pelas configurações eletrônicas dos elementos desse grupo, concluímos que eles pertencem a um mesmo período da tabela. Nesse caso, quanto maior o número atômico, menor o raio do átomo e, consequentemente, maior a energia de ionização. Portanto: ${}_{5}B < {}_{8}O < {}_{9}F < {}_{10}Ne$.
b) ${}_{20}Ca$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
${}_{12}Mg$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
${}_{56}Ba$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$
${}_{4}Be$: $1s^2\ 2s^2$
O número do período ocupado por determinado elemento químico indica o número de níveis de energia que esse elemento possui. Quanto maior o número de níveis de energia, maior o raio atômico e menor a energia de ionização.
O bário ocupa o 6º período da tabela e possui a menor energia de ionização, seguido pelo cálcio, que ocupa o 4º período, e pelo magnésio, que ocupa o 3º período. O elemento de maior energia de ionização desse grupo é o berílio, que ocupa o 2º período.
Portanto: ${}_{56}Ba < {}_{20}Ca < {}_{12}Mg < {}_{4}Be$
c) ${}_{55}Cs$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^1$
${}_{37}Rb$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^1$
${}_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
${}_{20}Ca$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
O césio pertence ao 6º período da tabela e possui a menor energia de ionização, seguido pelo rubídio, que ocupa o 5º período. No caso do potássio e do cálcio, que estão no 4º período, vale o raciocínio do item **a**.
Portanto: ${}_{55}Cs < {}_{37}Rb < {}_{19}K < {}_{20}Ca$

13. Alternativa C.
Os elementos mais eletronegativos estão na parte superior direita da tabela (F, O, N).

14. Eletropositividade é a tendência que o átomo possui de doar elétrons em comparação a outro átomo. A eletropositividade aumenta conforme o raio atômico aumenta.
a) F, Br, At – Baixa eletropositividade.
b) Li, Rb e Cs – Alta eletropositividade.
c) S, Se e Te – Baixa eletropositividade.
d) Mg, Sr e Ba – Alta eletropositividade.
15. Alternativa D.
${}_{26}A$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
${}_{11}B$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
${}_{9}C$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
${}_{3}D$: $1s^2\ 2s^1$
${}_{7}E$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

Na tabela periódica, a eletronegatividade aumenta:
- em um período: da esquerda para a direita.
- em uma família: de baixo para cima.

Localizando os elementos anteriores na tabela periódica, temos que: os halogênios ($_9C$) são os mais eletronegativos, seguidos pelos calcogênios e pelos elementos da família do nitrogênio ($_7E$). Da esquerda para a direita, ainda temos os metais de transição ($_{26}A$) e, por último, os metais alcalinos ($_3D$ e $_{11}B$), sendo que o $_3D$ é mais eletronegativo que o $_{11}B$, porque possui menor raio. Em ordem decrescente de eletronegatividade, temos: $_9C > _7E > _{26}A > _3D > _{11}B$.

Exercícios de revisão

13.1

a) Em ordem crescente de número atômico (número de prótons).

b) Halogênio (grupo 17), metal alcalino (grupo 1), metal alcalino-terroso (grupo 2), calcogênio (grupo 16) e gás nobre (grupo 18).

13.2 Alternativa A.

13.3 Alternativa C.

O silício e o germânio pertencem à família do carbono (têm 4 elétrons na última camada). Possuem, portanto, na camada de valência configuração "ns^2 np^2". O carbono é um elemento do 2º período (tem 2 níveis eletrônicos), enquanto o silício pertence ao 3º período (tem 3 níveis eletrônicos) e o germânio pertence ao 4º período (tem 4 níveis eletrônicos).

13.4 Alternativa D.

13.5 Alternativa C.

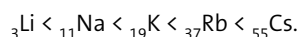
O elemento cádmio, Cd, por se encontrar na mesma família do mercúrio, Hg, deve apresentar características químicas deste elemento.

13.6 Alternativa E.

Os elementos de transição estão situados no bloco d da tabela periódica.

13.7 Alternativa E.

Em uma família da tabela periódica, o raio atômico aumenta de cima para baixo. Isso ocorre conforme aumenta o número atômico e, portanto, o número de níveis de energia do átomo no estado fundamental. Assim, na família dos metais alcalinos o raio atômico aumenta na ordem:

$_3Li < _{11}Na < _{19}K < _{37}Rb < _{55}Cs$.

13.8 Alternativa A.

Os halogênios (A) apresentam 7 elétrons na camada de valência e tendência a ganhar mais um elétron formando ânions monovalentes. Por isso, são os elementos que apresentam as maiores energias de ionização da tabela.

13.9 Argônio (Ar), Hidrogênio (H), Zinco (Zn), Ferro (Fe), Potássio (K), Níquel (Ni), Chumbo (Pb), Mercúrio (Hg), Fósforo (P), Ouro (Au), Cério (Ce), Cromo (Cr), Enxofre (S), Titânio (Ti), Arsênio (As), Nitrogênio (N), Estanho (Sn), Urânio (U), Prata (Ag), Vanádio (V), Carbono (C).

I – É metal alcalino: K.
II – É líquido na temperatura ambiente: Hg.
III – É o de menor potencial de ionização do grupo 15: As
IV – É radioativo, usado em usinas nucleares: U
V – Aparece na natureza na forma de gás monoatômico: Ar
VI – É lantanídeo: Ce

13.10 Alternativa A.

III. Falsa. A cor da luz emitida depende diretamente do comprimento de onda da radiação eletromagnética.

IV. Falsa. Os fenômenos envolvidos na emissão de luz quando átomos gasosos são excitados foram explicados por Bohr.

13.11 Sequência: V – F – V – V – V.

Os metais possuem baixa energia de ionização.

13.12 Alternativa D.

Analisando-se as propriedades dos elementos que constam nas alternativas:

- configuração da camada de valência ns^2 np^3: corresponde a um elemento do grupo 15, podendo ser o N, o P ou o As;
- boa condutividade elétrica: característica dos metais, podendo ser a Pt, o Au ou o Cu;
- baixa energia de ionização: os elementos da família dos metais alcalinos, de modo geral, são os que apresentam menores energias de ionização. Assim, pode ser o K ou o Na;
- alta eletronegatividade: os elementos mais eletronegativos estão localizados à direita da tabela, excluindo-se os gases nobres, e na parte superior.

Assim, pode ser o F ou o Cℓ.

13.13 Alternativa D.

Potencial de ionização e eletronegatividade aumentam para a direita no período e para cima na família. Não se define eletronegatividade para os gases nobres (última família à direita).

13.14 Alternativa A

X – pm (picômetro) – unidade de comprimento: raio atômico.
Z – pm (picômetro) – unidade de comprimento: raio iônico.
O raio do átomo de magnésio (Mg) é maior que o raio do íon magnésio (Mg^{2+}, que tem dois elétrons a menos). O raio do átomo de cálcio (Ca) é maior que o raio do íon cálcio (Ca^{2+}, que tem dois elétrons a menos). O raio do átomo de cloro (Cℓ) é menor que o raio do íon cloreto ($Cℓ^{1-}$, que tem um elétron a mais).
Y – primeira energia de ionização: a 1ª energia de ionização do Ca é menor que a do Mg (numa família a energia de ionização aumenta de baixo para cima). A maior energia de ionização é a do cloro (ametal).

13.15 Alternativa B.
Os valores das energias de ionização aumentam proporcionalmente até a retirada do terceiro elétron; porém, a retirada do quarto elétron exige um valor de energia de ionização maior que o quádruplo do terceiro valor. Isso indica que o elemento nessa altura está com um nível de energia a menos. Logo, o elemento deve ter tendência a perder 3 elétrons.

13.16 A ordem de eletronegatividade seria:
uva > laranja > melancia.
A ordem de energia de ionização seria:
melancia < laranja < uva.

Compreendendo o mundo

Neste texto fazemos um resumo sobre os problemas relacionados às radiações eletromagnéticas, descrevemos algumas situações inusitadas que elas podem causar em ambientes que sofrem esse tipo de poluição e mostramos que, mesmo dentro de casa, estamos sujeitos às radiações e a outros tipos de poluição que serão tema de nossa próxima unidade: poluição de interiores.

Trata-se de um tema que dá origem a uma série de polêmicas envolvendo materiais e vamos oferecer informações para que seja possível um posicionamento cidadão.

Unidade 4
Poluição de interiores

O tema central desta unidade é poluição de interiores. Trata-se de um tema que dá origem a uma série de polêmicas envolvendo materiais e equipamentos que existem/estão presentes em casa ou se quer ter: é verdade que prejudicam nossa saúde? Podem causar câncer? Ou será que tudo não passa de alarmismo? Vamos oferecer informações para que seja possível um posicionamento cidadão.

O importante é que, ao falar desses materiais e das substâncias que os constituem, são apresentados conceitos importantes de ligações covalentes, forças intermoleculares e uma introdução a Química Orgânica.

Como justificar para o aluno a importância do que ele vai aprender agora?

Nesta unidade vamos começar falando sobre como se formam as ligações químicas ou, como dizia Linus Pauling, “o que impede o mundo de se desmanchar”.

Vamos ensinar sobre a forma geométrica das moléculas (e mostrar para o aluno que a Matemática é fundamental também para a Química) e como isso influencia nas propriedades dos compostos.

Vamos falar por que a água e o óleo não se misturam, por que as bolhas de sabão são esféricas e por que alguns insetos conseguem andar sobre a superfície de um lago.

Vamos falar também sobre as macromoléculas e as propriedades de alguns compostos orgânicos que fazem parte de nosso dia a dia.

Observe que todo esse conhecimento que vamos passar para o aluno nesse momento se baseia e é explicado por tudo o que ensinamos antes. É interessante ressaltar como os conceitos são encadeados na Química, não é? Bom trabalho.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Professor, talvez lhe soe estranho o fato de falarmos de ligações covalentes e compostos orgânicos nesta unidade, antes mesmo de falarmos sobre ligações iônicas e compostos inorgânicos (que veremos na unidade seguinte), porém tudo isso tem um propósito.

Na unidade 2, quando ensinamos Leis Ponderais, Leis Volumétricas e Hipótese de Avogadro, trabalhamos muito com substâncias moleculares (H_2O, H_2, O_2, CO_2, CH_4, NH_3, etc.) e chegamos a um conceito primitivo de molécula:

“Molécula é a menor partícula de uma substância capaz de existir isoladamente”.

Na unidade 3 vimos a estrutura do átomo e a tabela periódica.

Se na unidade 4 entrarmos direto no assunto “ligação iônica”, antes de dar o conceito atual de molécula, facilmente o aluno será induzido a pensar, por exemplo, em “molécula de NaCℓ, cloreto de sódio”, “a menor partícula da substâcia capaz de existir isoladamente”.

Porém, se começarmos apresentando o conceito de ligação covalente e ensinarmos a definição atual de molécula (moléculas são estruturas de massa molar conhecida formadas por um número relativamente pequeno e determinado de átomos – de mesmo elemento ou não – ligados entre si pelo compartilhamento de elétrons de valência), o aluno será capaz de entender – quando começarmos a estudar ligações iônicas – que, se não houver compartilhamento de elétrons de valência, não será molécula, e sim um composto iônico representado por uma fórmula mínima. E assim evitaremos uma confusão conceitual que é comum entre alunos de Ensino Médio.

E por que resolvemos introduzir a Química Orgânica logo no primeiro ano?

Fizemos isso por vários motivos:

1. Para explicar as ligações covalentes e suas propriedades (os compostos orgânicos em sua maioria são covalentes).
2. Para discutir o tema central da unidade: poluição de interiores.

3. Para apresentar primeiro a química que é mais familiar ao aluno. Note que seus alunos conhecem etanol, éter, vinagre, gasolina, teflon, PVC, etc., mas provavelmente nunca ouviram falar em perclorato de chumbo II, sulfito de bário, carbonato de estrôncio, ácido nitroso, etc.
4. Para que o ensino de Química seja integrado ao ensino de Biologia, pois é no primeiro ano que os alunos aprendem o conceito de estrutura celular, proteínas (ácidos, aminas), etc., e geralmente só vão ver esses conceitos em Química no 3º ano.

Apesar de ser difícil inovar e fazer as coisas de maneira diferente daquela com a qual estamos habituados, se for para melhorar, não há dúvidas de que vale a pena, não é?

Capítulo 14 — Ligações covalentes

Este capítulo apresenta a ligação covalente e alguns conceitos químicos que explicam o porquê de ser formada, tais como regra do octeto e cálculo de carga formal. Também aborda a polaridade das ligações covalentes e discute que o caráter parcial de determinado átomo varia conforme o(s) outro(s) átomo(s) ao(s) qual(is) está(ão) ligado(s). Além disso, introduz o conceito de geometria molecular pelo modelo RPECV e estabelece, a partir dessas informações, se a molécula é polar ou apolar.

Objetivos

Compreender a formação das ligações covalentes.

Compreender que átomos de alta eletronegatividade estabelecem entre si ligações covalentes através de compartilhamento de pares de elétrons de valência provenientes um de cada átomo ou os dois do mesmo átomo.

Compreender a simbologia e os códigos das ligações.

Reconhecer aspectos químicos na interação do ser humano com o meio ambiente.

Reconhecer as relações entre desenvolvimento científico e tecnológico e saúde.

Reconhecer a diferença entre ligação covalente polar e ligação covalente apolar.

Determinar a geometria das moléculas.

Compreender e reconhecer a polaridade das substâncias para solucionar problemas químicos, melhorando a qualidade de vida.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Ligação covalente.

Regra do octeto.

Fórmulas: Lewis e estrutural.

Cálculo de carga formal.

Ligação covalente polar × ligação covalente apolar.

Geometria molecular.

Polaridade das moléculas.

Comentários e sugestões

Antes de tudo, note que preferimos falar em ligações covalentes antes de ligações iônicas (o inverso do que é feito comumente). Fizemos isso porque na unidade 2 trabalhamos muito com moléculas (H_2O, H_2, O_2, CO_2, CH_4, NH_3, etc.) e formamos um conceito de molécula (página 107) que ainda precisa ser revisto. Entrar com ligações iônicas agora, antes de definir moléculas com mais profundidade, poderia induzir o aluno a confundir os conceitos.

Observe que a representação de todos os elétrons da camada de valência do átomo, mesmo na fórmula estrutural, ajuda o aluno a visualizar melhor o que está ocorrendo na molécula. Quando representar exemplos na lousa, coloque esses elétrons de valência, de preferência, com outra cor de giz, como foi feito no livro. Lembre seus alunos de que elétron não tem cor, só foi feito isso como recurso didático. Perceba que não se fala em ligação coordenada (ligação dativa) por ser um termo desatualizado.

Retome com os alunos o assunto ligações químicas. Peça que escrevam um texto curto sobre o que sabem a respeito do assunto. Dê aproximadamente uns cinco minutos para que eles respondam e recolha os textos sem identificação. Embaralhe e devolva os textos; a tendência é que o aluno receba o texto de outro colega. Peça que cada aluno leia a resposta que pegou analisando o que acha do texto que leu. Corrigir o texto do outro é comum nas aulas de Redação e, dessa forma, contribui-se para a formação do senso crítico do aluno, quando for opinar. Lembre-os de tratar o texto do outro com respeito e seriedade. A partir do conceito de ligação química, aborde as ideias correlacionadas à ligação covalente. Introduza também o cálculo da carga formal para ajudar o aluno a entender as estruturas das moléculas que não seguem a regra do octeto.

Inicie a aula com algumas questões sobre polaridade. A partir das respostas dos alunos, discuta e apresente a diferença entre ligação covalente polar e apolar.

Apresente no quadro de giz moléculas que tenham no máximo cinco átomos. Os alunos geralmente apresentam dificuldades em prever o vetor momento dipolar das moléculas para classificá-las em polares ou apolares. Neste momento, é bem interessante a integração entre a Física e a Química. Veja a possibilidade dessa integração ocorrer com o professor de Física. Os conceitos sobre a soma vetorial já poderiam ser abordados antecipadamente pelo professor de Física para que, quando solicitados em Química, já serem de conhecimento dos alunos.

Relembre com os alunos os conceitos de misturas homogêneas e heterogêneas ao falar de solubilidade das substâncias. Uma forma de iniciar o assunto é fazer o Experimento da página 240, sobre o qual falamos a seguir.

Experimento: Polaridade e solubilidade

Faça grupos de, no máximo, quatro alunos. Durante a parte experimental, observe o que os grupos estão fazendo. Para tomar qualquer decisão no experimento, diga-lhes que o grupo é quem vai decidir. Em seguida, peça aos grupos que respondam no caderno às questões 1 e 3 do item **Investigue**. Depois que todas essas etapas forem realizadas, reúna a turma e inicie uma discussão sobre o experimento e as respostas do item **Investigue** e, assim, os conceitos químicos poderão ser introduzidos. Lembre-se de que avaliar um experimento não é somente avaliar as respostas. É um bom momento para avaliar conceitos, procedimentos e atitudes.

Investigue

1. Sim. Ambos os experimentos se baseiam na adição de detergente em uma mistura imiscível, de água e óleo (1ª parte) ou água e gordura (2ª parte).
   As moléculas de água são polares. Sabemos que óleo e gordura não se dissolvem na água. Uma hipótese para explicar esse fato seria dizer que as moléculas dessas substâncias são apolares.
   Acontece que o detergente dissolve (emulsifica) a mistura de água e óleo (1ª parte). Como deve ser a molécula de detergente para que essa substância consiga dissolver ao mesmo tempo a água (polar) e o óleo (apolar)? Uma hipótese é que essa molécula possua uma parte polar e outra apolar (veja que estamos falando em hipóteses, porque os alunos não conhecem a estrutura das moléculas de óleo e de detergente).
   (De fato, a molécula do detergente é bastante longa, com uma extremidade polar – que interage com a água – e outra extremidade apolar – que interage com o óleo. Por isso, o detergente, na quantidade utilizada na 1ª parte do experimento, consegue emulsificar a mistura de água e óleo.)
   Na segunda parte, usamos uma quantidade bem pequena de detergente, o suficiente para observar a formação de micelas (pelo movimento do corante). Essas micelas são formadas por um agregado de moléculas de detergente, que se organizam lado a lado, formando uma esfera de modo que a extremidade polar fique voltada para fora (maximizando as interações com as moléculas de água) e a extremidade apolar fique voltada para dentro, cercando a molécula de gordura.
   A formação dessas micelas ocorre quando lavamos uma louça suja de gordura. O centro das micelas de detergente (apolar) prendem a gordura e o conjunto é removido da louça sendo levado pela água corrente.
   Se quiser, comente com o aluno que o leite é uma mistura de várias substâncias, principalmente água e gordura, e que o leite que compramos no comércio parece homogêneo porque, de fato, ele foi homogeneizado na indústria, ou seja, teve seus glóbulos de gordura quebrados em partículas muito pequenas, de modo que permanecerem em suspensão. São justamente os glóbulos de gordura que espalham a luz e dão ao leite a sua cor branca.
2. Se o aluno conseguiu entender o que ocorre entre o detergente, a água e o óleo, é provável que ele deduza que, se o álcool etílico se dissolve tanto na água (polar) como na gasolina (apolar), é provável que sua molécula possua uma parte polar e outra apolar (o que é verdade, explicamos isso na página 262).
3. O aluno pode pesquisar a respeito em *sites* de busca na internet. O ingrediente que faz o papel de detergente na maionese é a lecitina encontrada na gema de ovo.
   Com o intuito de verificar a responsabilidade dos alunos com as atividades escolares, peça a eles que resolvam alguns exercícios em casa e, posteriormente, faça a correção em sala. Antes de fazer a correção, é importante que o professor verifique quais alunos realizaram a tarefa.

Observação: o importante não é verificar quem fez os exercícios de forma correta e, sim, a responsabilidade de cumprir as tarefas propostas. Isso pode ser considerado como avaliação.

Conversa com o professor

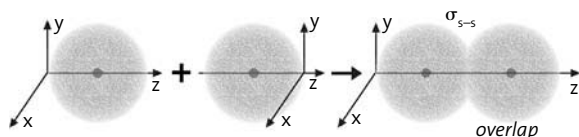
Ligação sigma

Para que ocorra a formação de uma molécula, os átomos devem interpenetrar seus orbitais atômicos semipreenchidos formando um único orbital molecular. É o que chamamos de *overlap* (região em que a probabilidade de encontrar o par de elétrons compartilhados entre dois átomos é máxima).

Conforme a maneira que ocorre essa interpenetração de orbitais no espaço, teremos um tipo de ligação covalente diferente.

Ligação covalente sigma (σ) é aquela em que os orbitais atômicos se interpenetram segundo um mesmo eixo.

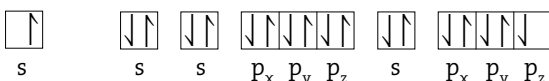
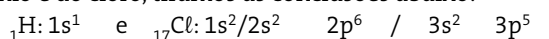
É o caso, por exemplo, da molécula de hidrogênio, $H_2(g)$. A interpenetração dos orbitais s (esféricos) de cada átomo de hidrogênio ocorre frontalmente, segundo um mesmo eixo espacial (ligação sigma, σ).

Como a ligação sigma (σ) foi feita entre dois orbitais s, então é uma ligação sigma s–s: σ_{s-s}.

Lembre-se de que, para ocorrer a ligação covalente entre dois átomos, os elétrons compartilhados devem necessariamente possuir *spins* opostos.

A ligação sigma (σ) é uma ligação forte que necessita de muita energia para ser rompida durante uma reação química.

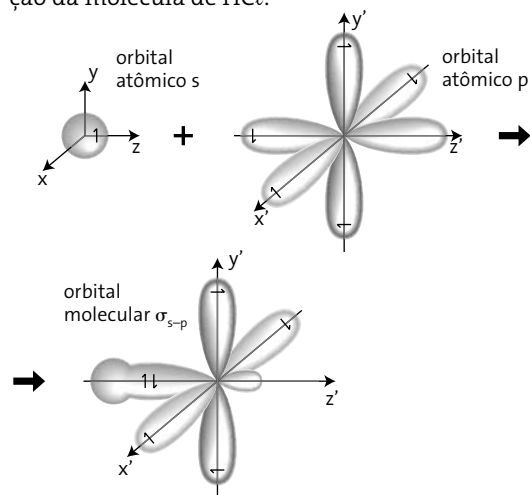
Observe agora a formação da molécula de cloreto de hidrogênio, HCℓ(g).

A partir das configurações eletrônicas do hidrogênio e do cloro, tiramos as conclusões abaixo:

$_1H$: $1s^1$ e $_{17}C\ell$: $1s^2/2s^2$ $2p^6$ / $3s^2$ $3p^5$

O hidrogênio, ^1H, tem 1 elétron desemparelhado no seu orbital s e precisa de mais 1 elétron para completar esse orbital, e estabelece uma ligação covalente com o cloro.

O cloro, $_{17}C\ell$, tem 1 elétron desemparelhado no seu orbital p_z e precisa de mais 1 elétron para completá-lo, e estabelece uma ligação covalente com o hidrogênio.

Nesse caso, a ligação sigma (σ) é feita entre um orbital s e um orbital p (σ_{s-p}). Por essa teoria, consideramos o modelo ilustrado a seguir para explicar a formação da molécula de HCℓ:

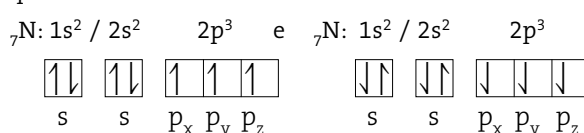
Ilustrações: Alex Argozino/ Arquivo da editora

Perceba que a região oposta ao *overlap*, no eixo z, sofreu uma diminuição considerável. Isso ocorreu porque, uma vez estabelecida a ligação covalente, a região de máxima probabilidade de encontrar o par de elétrons compartilhado, isto é, o orbital molecular, passa a ser entre os núcleos dos dois átomos.

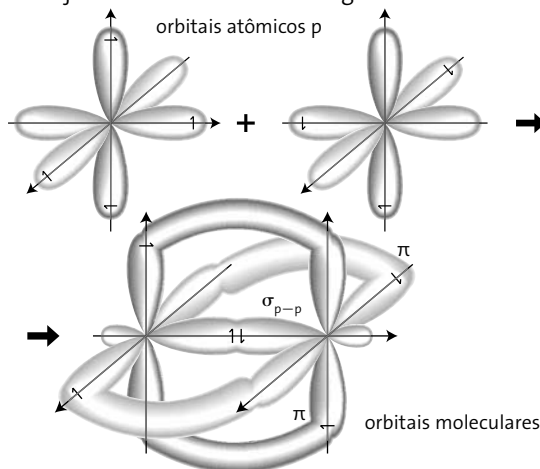
Ligação pi

Ligação covalente pi (π) é aquela em que os orbitais atômicos se interpenetram segundo eixos paralelos. Veja, por exemplo, a molécula de nitrogênio, N_2(g).

A configuração eletrônica do átomo de nitrogênio mostra que ele possui 3 elétrons desemparelhados e precisa estabelecer três ligações covalentes para adquirir estabilidade.

$_7N$: $1s^2$ / $2s^2$ $2p^3$ e $_7N$: $1s^2$ / $2s^2$ $2p^3$

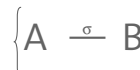
s s p_x p_y p_z s s p_x p_y p_z

A primeira ligação é frontal e pode ser feita entre dois orbitais px, py ou pz (tanto faz), porém, estabelecida a primeira ligação frontal, por exemplo entre os orbitais pz de cada átomo, a segunda e a terceira ligações ocorrerão necessariamente entre eixos paralelos, p_x // p_x e p_y // p_y.

Veja o modelo ilustrado a seguir:

A ligação pi (π) só ocorre entre orbitais atômicos do tipo p e é uma ligação mais fraca e fácil de ser rompida durante uma reação química.

Um outro modelo para a molécula de gás nitrogênio é o que está ilustrado a seguir.

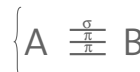
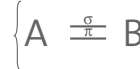
Nele percebemos melhor a interpenetração que ocorre entre os orbitais p_x, p_y e p_z dos átomos e também que não há diferença aparente entre as ligações sigma e pi (exceto a energia necessária para romper cada tipo de ligação).

Conclusão: sejam dois átomos quaisquer (de elementos químicos iguais ou diferentes), representados pelos símbolos genéricos A e B. Se esses átomos fizerem apenas uma ligação covalente, ligação simples, ela será do tipo sigma (σ).

Se esses átomos fizerem duas ligações covalentes, ligação dupla, a **primeira será do tipo sigma** (σ) e a **segunda será do tipo pi** (π).

Se esses átomos fizerem três ligações covalentes, ligação tripla, a **primeira será do tipo sigma** (σ) e **as outras duas serão do tipo pi** (π).

A $\overset{\sigma}{—}$ B

A $\overset{\sigma}{\underset{\pi}{=}}$ B

A $\overset{\sigma}{\underset{\pi\ \pi}{\equiv}}$ B

Resolução das questões

1. Alternativa B.

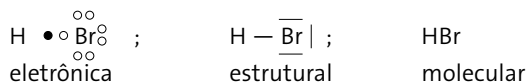
O rompimento de uma ligação química é sempre um processo endotérmico (que ocorre com absorção de energia).

2. Considerando o modelo da regra do octeto, temos:

a) ${}_{1}H$: $1s^1$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para completar sua primeira camada.

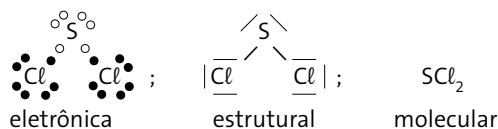
${}_{35}Br$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

H •○ Br ; H — Br ; HBr

eletrônica estrutural molecular

b) ${}_{17}C\ell$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

${}_{16}S$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ – precisa compartilhar 2 elétrons com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

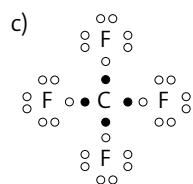
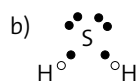
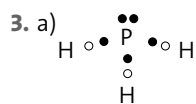
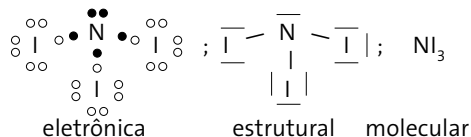
; ; $SC\ell_2$

eletrônica estrutural molecular

c) ${}_{7}N$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ – precisa compartilhar 3 elétrons com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

${}_{53}I$ – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

I N I ; I — N — I ; NI_3
I I

eletrônica estrutural molecular

3. a) b) c)

4. Efetuando o cálculo da carga formal do átomo de enxofre ($Z = 16$; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\mathbf{3s^2\ 3p^4}$) nas estruturas **1** e **2**, teremos:

1. H • O, H • O, S, O, O **2.** H • O, H • O, S, O, O

Estrutura **1**: Para o enxofre, V = 6, L = 0 e S = 12

Carga formal = V – (L + $^1/_2$ S)

Carga formal = 6 – (0 + $^1/_2$ 12)

Carga formal = 0

Estrutura **2**: Para o enxofre, V = 6, L = 0 e S = 8

Carga formal = V – (L + $^1/_2$ S)

Carga formal = 6 – (0 + $^1/_2$ 8)

Carga formal = +2

Logo, a estrutura com maior probabilidade de existência real é a **1**, mesmo considerando que nessa estrutura o enxofre tenha expandido seu octeto com 8 elétrons na camada de valência.

5. Em ambas estruturas todos os átomos completam seu octeto, mas pelo cálculo da carga formal concluímos que a estrutura da molécula de CO_2 é a **1**, e não a **2**. Observe:

Cf = V – (L + 1/2 S):

Estrutura **1**: O :: C :: O

$Cf_O = 6 - (4 + {}^1/_2\, 4) \rightarrow Cf_O = 0$

$Cf_C = 4 - (0 + {}^1/_2\, 8) \rightarrow Cf_C = 0$

$Cf_O = 6 - (4 + {}^1/_2\, 4) \rightarrow Cf_O = 0$

$\overset{0}{O} = \overset{0}{C} = \overset{0}{O}$

Estrutura **2**: O :: O :: C

$Cf_O = 6 - (4 + {}^1/_2\, 4) \rightarrow Cf_O = 0$

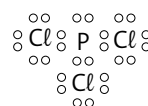
$Cf_O = 6 - (0 + {}^1/_2\, 8) \rightarrow Cf_O = +2$

$Cf_C = 4 - (4 + {}^1/_2\, 4) \rightarrow Cf_C = -2$

$\overset{0}{O} = \overset{+2}{O} = \overset{-2}{C}$

6. ${}_{15}P$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\mathbf{3s^2\ 3p^3}$ – precisa compartilhar 3 elétrons com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

${}_{17}C\ell$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $\mathbf{3s^2\ 3p^5}$ – precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

Cℓ P Cℓ
Cℓ

O tipo de ligação é a ligação covalente, de compartilhamento de elétrons.

7. O metano possui geometria tetraédrica. O gás carbônico possui geometria linear e a fosfina, geometria piramidal.

8. Alternativa D.

A molécula de água é angular, a de fluoreto de boro é trigonal e a molécula de amônia é piramidal.

9. Resposta 23. São corretos os itens: 01, 02, 04 e 16.

Item 08: o $PC\ell_5$ apresenta geometria piramidal.

Item 32: o BF_3 apresenta geometria trigonal plana.

10. Alternativa B.

I. SO_3: Trigonal plana

II. $PC\ell_5$: Bipirâmide trigonal

III. H_2O: Angular

IV. NH_4^{1+}: Tetraédrica

V. CO_2: Linear

11. Alternativa B.
Oxigênio, O_2, e nitrogênio, N_2, são substâncias formadas por moléculas apolares. A única substância formada por moléculas polares é a água.

12. Alternativa B.
A molécula de OF_2 é angular porque o oxigênio (átomo central) possui pares de elétrons emparelhados disponíveis. Por ser angular, os vetores momento dipolar formados não se anulam.
A molécula de BeF_2 é linear (o berílio não possui pares de elétrons emparelhados disponíveis) e, assim, os vetores momento dipolar formados se anulam mutuamente.

13. Alternativa E.
O $CC\ell_4$ (tetracloreto de carbono) possui geometria tetraédrica. Nessa molécula ocorre a formação de 4 vetores momento dipolar de mesma intensidade, sendo que dois a dois se anulam mutuamente, de modo que o vetor momento dipolar resultante seja igual a zero.

14. Alternativa C.
O petróleo é constituído de uma mistura de hidrocarbonetos, compostos cujas moléculas são apolares ou que apresentam polaridade muito baixa. Assim, o petróleo não se mistura com a água (polar) e permanece na sua superfície por ser menos denso.

15. Alternativa B.
A amônia apresenta geometria piramidal, o diclorometano apresenta geometria tetraédrica e o dissulfeto de carbono possui geometria linear.

16. Alternativa B.
I. N_2 e $C\ell_2$: moléculas apolares.
II. CO_2 e SO_2: o CO_2 é apolar e o SO_2 é polar.
III. HCl e NH_3: moléculas polares.
IV. CH_4 e $CH_3C\ell$: o CH_4 é apolar e o $CH_3C\ell$ é polar.
V. H_2O e H_2S: moléculas polares.

17. São corretas as afirmativas: 01, 02, 08 e 16. Soma = 27.
04. Falsa. O composto $CC\ell_4$ apresenta geometria tetraédrica e é apolar.

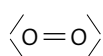
18. a) A água, porque o oxigênio é mais eletronegativo do que o enxofre.
b) A amônia, por ser uma molécula polar (o metano é apolar). Além disso, o nitrogênio é mais eletronegativo do que o carbono.

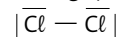
Exercícios de revisão

14.1 Alternativa A.
Segundo a regra do octeto, temos:
– Nitrogênio: trivalente.
Faz 3 ligações covalentes comuns:

$$|N \equiv N|$$

– Oxigênio: bivalente.
Faz 2 ligações covalentes comuns:

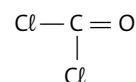
$$\langle O = O \rangle$$

– Cloro: monovalente. Faz 1 ligação covalente comum:

$$|\overline{\underline{C\ell}} - \overline{\underline{C\ell}}|$$

– Hidrogênio: monovalente. Faz 1 ligação covalente comum:

$$H - H$$

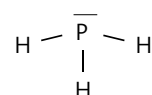
14.2
a) A alta eletronegatividade dos ametais e do hidrogênio.
b) O compartilhamento de pares de elétrons, formados por 1 elétron de cada átomo, e a consequente formação de um orbital molecular.
c) Com liberação de energia, porque os átomos passam para um estado de maior estabilidade.
d) Moléculas ou macromoléculas.
e) Forças de atração do núcleo de um átomo pelos elétrons do outro átomo e forças de repulsão entre os elétrons de cada átomo ou entre os núcleos de cada átomo.
A ligação covalente se torna efetiva (e estável) quando a distância entre os átomos é tal que as forças de repulsão são totalmente compensadas pelas forças de atração. No caso do hidrogênio, prova-se experimentalmente que essa distância é de 0,074 nanômetro ou $7{,}4 \cdot 10^{11}$ m.

14.3 Alternativa A.
O fosgênio apresenta uma ligação covalente dupla e duas ligações covalentes simples, atendendo a tetravalência do carbono (possui 4 elétrons na sua última camada de valência, precisa compartilhar 4 elétrons com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons)), a bivalência do oxigênio (possui 6 elétrons na sua última camada de valência, precisa compartilhar 2 elétrons com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons)), e a monovalência do cloro (possui 7 elétrons na sua última camada de valência, precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

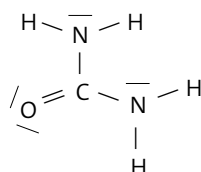
$$\begin{array}{c} C\ell - C = O \\ | \\ C\ell \end{array}$$

14.4 Alternativa D.
O silício, $_{14}Si$, é da família do carbono na tabela periódica e apresenta propriedades semelhantes a esse elemento. Possui 4 elétrons na camada de valência e pode estabelecer 4 ligações covalentes para adquirir estabilidade, formando moléculas do tipo SiH_4, ficando com uma configuração eletrônica semelhante a de um gás nobre.

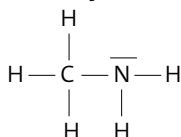
14.5 Alternativa A.
Fórmula estrutural do dióxido de carbono: O = C = O.

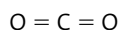
14.6 Alternativa E.
A fosfina, PH_3, tem fórmula estrutural:

$$\begin{array}{c} H - \overline{P} - H \\ | \\ H \end{array}$$

O átomo de P apresenta um par de elétrons que não está compartilhado.

14.7 A ureia possui fórmula estrutural:

H — N — H
|
O = C — N — H
|
H

14.8

a) Fórmula estrutural do CH_5N.

b) Fórmula estrutural do CO_2.

O = C = O

c) Fórmula estrutural do $C_2Cl_2F_4$.

14.9 a)

b) H•• C:: C ••H ou H — C = C — H (com H ligados a cada C)

c) H• •C ⋮ ⋮C• •H ou H — C ≡ C — H

14.10 a) HC ═ 1
H — Cℓ |

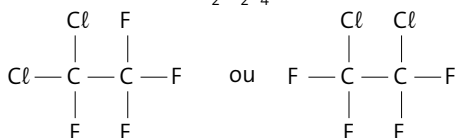
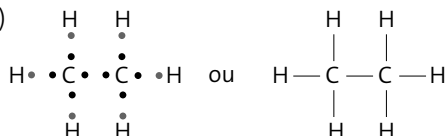
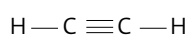
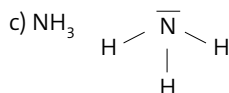
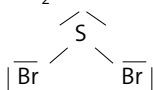
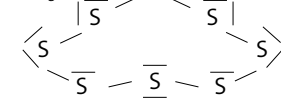
b) SBr_2

S
Br Br

c) NH_3

N
H H
H

d) S_8

S S S S S S S S

14.11 Configurações eletrônicas:

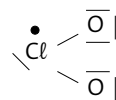
${}_{8}O$: $1s^2$ $\mathbf{2s^2}$ $\mathbf{2p^4}$; ${}_{17}Cl$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $\mathbf{3s^2}$ $\mathbf{3p^5}$

O oxigênio, segundo a regra do octeto, faz duas ligações covalentes comuns para adquirir estabilidade.

Nessa molécula, paramagnética, o cloro não segue a regra do octeto e apresenta um número ímpar de elétrons.

Para satisfazer essas duas condições, o mais provável é que o cloro estabeleça duas ligações covalentes simples com o oxigênio e continue com o seu elétron desemparelhado.

Assim, a provável fórmula estrutural desse composto é:

•Cℓ — O |
— O |

14.12 Alternativa C.

Três pares de elétrons pertencem, ao mesmo tempo, tanto ao hidrogênio quanto ao oxigênio.

14.13 Alternativa D.

A molécula de água é angular, a de fluoreto de boro é trigonal e a de amônia é piramidal.

14.14 Alternativa A.

A molécula de formaldeído apresenta geometria trigonal plana.

14.15 Alternativa B.

CO_2: molécula linear;
H_2O: molécula angular;
SO_2: molécula angular;
SO_3: molécula trigonal plana.

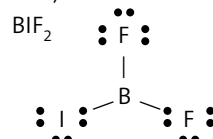
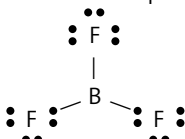
14.16 Alternativa D.

O antimônio, Sb, pertence à mesma família do N e, como ele, orienta suas ligações simples para os vértices da base de uma pirâmide de base trigonal.

14.17 ${}_{5}B$: $1s^2$, $\mathbf{2s^2}$, $\mathbf{2p^1}$: Fica estável com seis elétrons na última camada, portanto precisa compartilhar 3 elétrons.

${}_{9}F$: $1s^2$, $\mathbf{2s^2}$, $\mathbf{2p^5}$: possui 7 elétrons na sua última camada de valência, precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

${}_{53}I$: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$, $\mathbf{5s^2}$, $4d^{10}$, $\mathbf{5p^5}$: possui 7 elétrons na sua última camada de valência, precisa compartilhar 1 elétron com outro átomo para ficar com sua última camada completa (8 elétrons).

a) BF_3 BIF_2

b) BF_3: apresenta ligação covalente polar, pois há diferença de eletronegatividade entre os 3 átomos de flúor e boro.

BIF_2: apresenta ligação covalente polar, pois há diferença de eletronegatividade entre o boro, o iodo e os dois átomos de flúor.

c) A molécula do BF_3 apresenta três ligações polares, em que o flúor é o mais eletronegativo, tendo, portanto, os vetores direcionados para ele. Porém, visto que a disposição espacial dos átomos é trigonal plana, isso faz com que os elétrons tenham uma distribuição simétrica ao redor do átomo central. Assim, o resultado é que esses três vetores se anulam e o momento dipolar é igual a zero. Por isso, a molécula do BF_3 é **apolar**.

A molécula do BIF_2 apresenta três ligações polares, sendo duas realizadas com o flúor, que é o mais eletronegativo, e uma realizada com o iodo. Porém, visto que a disposição espacial dos átomos é trigonal plana, isso faz com que os elétrons tenham uma distribuição simétrica ao redor do áto-

mo central. Assim, o resultado é que os dois vetores do átomo de flúor se anulam e o momento dipolar é voltado para o átomo de iodo. Por isso, a molécula do BIF_2 é **polar**, com momento dipolar de 0,5 ($\Delta = 2{,}5 - 2{,}0$) no sentido ao iodo.

14.18 Alternativa B.

A polaridade da água não depende das interações entre moléculas.

14.19 Alternativa D.

a) fórmula – CO_2; forma geométrica – linear; polaridade – apolar;
b) fórmula – CCl_4; forma geométrica – tetraédrica; polaridade – apolar;
c) fórmula – NH_3; forma geométrica – piramidal; polaridade – polar;

14.20 Alternativa A.

CO_2: molécula linear, apolar;
CH_4: molécula tetraédrica, apolar;
CF_4: molécula tetraédrica, apolar.

14.21 Alternativa B.

A ligação covalente no HF é mais polar (há maior diferença de eletronegatividade entre os átomos envolvidos). A ligação, portanto, tem maior momento dipolar.
As ligações covalentes no CO_2 são polares, ao contrário das ligações covalentes no CS_2, que são apolares (C e S têm a mesma eletronegatividade). As ligações, portanto, apresentam maior momento dipolar no CO_2.
As diferenças de eletronegatividade são maiores nas ligações C – F do que nas ligações C – H. Portanto, o CF_4 tem ligações com maior momento dipolar.

14.22 Alternativa D.

A mistura será heterogênea e bifásica, a fase água (polar) e a fase bromo (apolar) dissolvido em tetracloreto de carbono (apolar).

14.23 Alternativa A.

Como o iodo é apolar, ele tende a se dissolver em tetracloreto de carbono (apolar) e em clorofórmio (que é apenas levemente polar).

Capítulo 15 — Forças intermoleculares

O objetivo deste capítulo é estudar as forças que fazem as moléculas permanecerem juntas – também chamadas de ligações intermoleculares – que, na verdade, representam uma teoria utilizada para explicar as propriedades das substâncias.

Objetivos

Conhecer os tipos de forças intermoleculares e reconhecê-los.

Reconhecer a importância das interações intermoleculares para determinar propriedades dos materiais.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Forças intermoleculares.

Tipos de forças intermoleculares: dipolo induzido, dipolo permanente e ligação de hidrogênio.

Tipos de forças intermoleculares × propriedades dos compostos covalentes.

Comentários e sugestões

Para iniciar o assunto, sugira que os alunos realizem o Experimento: Bolhas mais resistentes, da página 247. Depois do experimento, introduza os conceitos de forças intermoleculares.

Associe a polaridade da molécula ao tipo de força intermolecular estabelecida.

Mostre, utilizando exemplos como gás carbônico, água, brometo de hidrogênio, de que forma as forças intermoleculares são responsáveis pelas propriedades dos compostos covalentes, tais como ponto de fusão, ponto de ebulição, dureza, solubilidade.

Experimento: Bolhas mais resistentes

Este experimento pode ser feito em sala de aula pelos alunos. A aula será muito divertida. Antes de iniciar, faça perguntas aos seus alunos sobre o experimento, tais como:

1) O que fazem essas bolhas de sabão existirem?
2) Será que tem algo preso nessas bolhas?
3) Por que é preciso usar o detergente? É possível fazer bolhas sem ele?
4) O que podemos adicionar à solução para tornar as bolhas mais resistentes, de modo que elas demorem mais para estourar?

A partir das respostas, realize uma discussão e, assim, aos poucos, apresente a ideia de forças intermoleculares. Proponha uma pesquisa depois que os alunos responderem às perguntas do item **Investigue**. A partir daí, os alunos já têm conhecimento de forças intermoleculares.

Investigue

1. Por causa da tensão superficial da água. As moléculas de água que estão na superfície de uma bolha de sabão estabelecem ligações de hidrogênio apenas com as moléculas que estão ao seu lado (não há moléculas de água em todas as direções como há em meio ao líquido). Para diminuir esta superfície a um mínimo, a bolha assume a forma esférica, que é a que apresenta a menor relação entre área superficial e volume.
Note que o detergente diminui a tensão superficial da água, pois as moléculas de detergente se colocam entre as moléculas de água. A elasticidade da bolha de sabão é devida às interações entre as moléculas de água que ainda restaram após a adição de detergente.

2. O xarope de milho é constituído de aproximadamente 80% de frutose e 20% de glicose. Esses compostos possuem vários grupos – OH na molécula, ou seja, estabelecem várias ligações de hidrogênio entre si e também com as moléculas de água, dificultando a evaporação da água na superfície da bolha, que é justamente o que faz a bolha estourar.

3. Qualquer substância que apresente vários grupos – OH na molécula e que possa estabelecer ligações de hidrogênio com a água, por exemplo, o açúcar comum (sacarose) ou a glicerina.

4. A menos que agitemos o recipiente, a adição de líquidos de densidades diferentes, ainda que miscíveis, em um recipiente, não é suficiente para misturá-los de imediato. Como não é uma boa ideia agitar o recipiente com água e detergente, o ideal é deixá-lo em repouso por uns dois dias para que a mistura se homogenize sozinha.
   Note que a qualidade da água não interfere no experimento, porque estamos usando detergente. Assim, mesmo que a água seja "dura", isto é, tenha sais de cálcio e magnésio dissolvidos, será possível fazer as bolhas porque os detergentes sintéticos não formam compostos insolúveis com o cálcio ou o magnésio, como faz o sabão.

Sugestão de atividade extra em grupo

Utilizando o texto sobre o amianto, página 249, divida a sala em três grupos.

Os grupos I e II ficarão responsáveis por defender os argumentos a favor e contra, respectivamente. Para isso devem fazer uma pesquisa na internet nos *sites* sugeridos e/ou nos *sites* de busca com as palavras-chave indicadas (ou outras). Feita a pesquisa, os grupos I e II farão uma apresentação para o restante da sala, com o intuito de convencer a todos de que o ponto de vista que defendem é o correto. Os alunos do grupo III, que devem estar a par de ambos os pontos de vista, farão perguntas para os dois grupos e ao final decidirão qual foi o mais convincente.

Argumentos a favor

O fechamento da mina de Cana Brava em Minaçu (município de Goiás) causará um enorme impacto socioeconômico na região. Milhares de famílias perderão sua fonte de renda, e o país deixará de arrecadar cerca de 30 milhões de dólares anuais na exportação do produto.

O amianto crisotila é muito menos agressivo do que o anfibólico (extraído na Europa). Os métodos de extração por via úmida utilizados atualmente praticamente eliminaram o perigo de câncer ocupacional.

Os produtos de fibrocimento, como telhas e caixas-d'água, são mais acessíveis e não liberam fibras de amianto para o ambiente. A proibição da crisotila está relacionada a interesses econômicos internacionais pela disputa de mercado em substituir o minério por fibras alternativas, como o polipropileno (PP) e o acetato de polivinila (PPA), derivados do petróleo, cujos principais fabricantes são a China e o Japão.

Argumentos contra

Há denúncias de que a indústria brasileira financiou as "pesquisas" do perito suíço David Bernstein (um físico que se apresentava como médico), cujo "estudo" inocentava a crisotila nos casos de câncer. O uso do amianto é proibido em praticamente todos os países europeus, por causa das evidências incontestáveis da ação carcinogênica desse material. O Canadá, que é o segundo maior produtor mundial de amianto, exporta 97% da sua produção, evitando ao máximo o uso desse material em seu território.

O câncer causado pelo amianto, quando inalado no processo de extração ou na degradação natural dos produtos de fibrocimento, como telhas, ou ainda, quando ingerido por meio de água proveniente de caixas-d'água de amianto, pode levar até vinte anos para se manifestar.

Trabalhar aspectos do meio ambiente, cidadania e tecnologia aplicados a diversos temas é uma das principais propostas desta coleção. O tema amianto reúne perfeitamente esses três aspectos e possibilita desenvolver um excelente exercício de análise e crítica de vários pontos de vista e interesses divergentes. Expor o aluno sempre que possível a situações em que, não há o "certo" nem o "errado" mas apenas conflitos de interesse a respeito dos quais ele terá que se informar para assumir uma posição própria é um excelente exercício de cidadania que ele poderá aplicar em seu cotidiano.

Conversa com o professor

Forças intermoleculares

"[...] as interações intermoleculares e seu entendimento ganham sua expressão máxima em sistemas biológicos. As moléculas da vida (DNA, RNA, proteínas, etc.) são mantidas em suas estruturas tridimensionais através de interações intra e intermoleculares. Uma vez que a estrutura tridimensional molecular é responsável pela atividade biológica específica destas moléculas, percebe-se então a importância do entendimento de tais interações. Um fato interessante, que até hoje não é bem entendido, é o porquê ou como estas moléculas biológicas adquirem sua estrutura tridimensional. Como exemplo, uma proteína é sintetizada como uma sequência linear de aminoácidos que se enovelam no espaço, dando origem à sua estrutura tridimensional única, que

irá ditar se esta proteína terá características estruturais ou enzimáticas. Um outro fato interessante a ser mencionado é que todos os processos orgânicos vitais estão relacionados com o reconhecimento molecular específico inter e intramolecular. Estes processos podem ser definidos como sendo interações fracas, usualmente reversíveis e altamente seletivas entre duas moléculas (intermolecular) ou dentro da macromolécula biológica (intramolecular). Um exemplo das interações intermoleculares específicas que mantêm a estrutura tridimensional em hélice do DNA."

ROCHA, William R. *Interações intermoleculares*, Cadernos temáticos de Química Nova na Escola. n. 4, 2001. Disponível em: <http://qnesc.sbq.org.br/online/cadernos/04/interac.pdf>. Acesso em: 9 mar. 2013.

Resolução das questões

1. a) Forças de dipolo permanente (molécula polar).
b) Ligações de hidrogênio (molécula polar e N em ligação com o H).
c) Forças de dipolo induzido (molécula apolar).

2. No processo I são rompidas as ligações intermoleculares do tipo ligação de hidrogênio. No processo II são rompidas as ligações interatômicas do tipo covalente polar.

3. a) A água apresenta o maior ponto de ebulição, seguida pela amônia e depois o metano. H_2O: 373 K; NH_3: 240 K e CH_4: 112 K.
b) As moléculas de água fazem ligações de hidrogênio (forças intermoleculares muito intensas), por isso apresentam o maior ponto de ebulição. As moléculas de amônia também fazem ligações de hidrogênio, mas a diferença de eletronegatividade entre hidrogênio e nitrogênio é menor que a existente entre hidrogênio e oxigênio; por isso, o ponto de ebulição da amônia é menor que o da água. As moléculas de metano são apolares e unidas por forças de dipolo induzido, assim possuem ponto de ebulição menor que a amônia e a água.

4. Porque o dióxido de carbono forma moléculas apolares, CO_2(g), que se mantêm unidas por forças de dipolo induzido; já o dióxido de silício forma macromoléculas, $(SiO_2)_n$(s), ou seja, estruturas imensas, de massa molar muito elevada, constituídas de um número muito grande de átomos iguais ou diferentes, com ligações covalentes.

5. Alternativa E.
Como a diferença de eletronegatividade entre nitrogênio e hidrogênio é menor que a diferença de eletronegatividade entre oxigênio e hidrogênio, o momento dipolar da amônia (17 g/mol) é menor do que o da água (18 g/mol). A molécula de metano (16 g/mol) é apolar.

6. HF e HBr: ligações de hidrogênio.
$C\ell_2$: dipolo induzido.

Exercícios de revisão

15.1 Alternativa C.
Os compostos HF, H_2O e NH_3 estabelecem ligações de hidrogênio que são interações moleculares muito fortes.

15.2 a) Porque estão sujeitas a diferentes forças intermoleculares e possuem massa molar diferentes.
b) Porque as moléculas de HF estabelecem ligações de hidrogênio entre si (e a diferença de eletronegatividade entre o flúor e o hidrogênio é alta, formando um vetor momento dipolar intenso).
c) As moléculas dos compostos $HC\ell$, HBr e HI se mantêm unidas por forças de dipolo permanente. Nesse caso, o ponto de ebulição depende da massa molar, que é maior no HI, depois no HBr e por último no $HC\ell$.

15.3 Alternativa E.
Observação: costuma-se diferenciar propriedades gerais (as que são comuns a qualquer substância, como inércia, divisibilidade, compressibilidade, impenetrabilidade), das propriedades específicas (que caracterizam cada substância em particular, como ponto de ebulição, densidade, etc.).

15.4 Alternativa E.
As séries II, III e IV iniciam com moléculas que fazem ligação de hidrogênio e, por isso, possuem pontos de fusão e ebulição anormalmente altos em relação às suas massas molares.

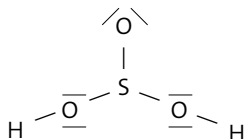
15.5 Alternativa D.
As séries I e V são de moléculas apolares unidas por forças de dipolo induzido que, portanto, se dissolvem em solventes apolares.

15.6 Alternativa C.
Tanto na amônia, NH_3, quanto na água, H_2O, encontram-se átomos de hidrogênio ligados a elementos altamente eletronegativos. As moléculas dessas duas substâncias se associam, portanto, por pontes de hidrogênio.

15.7 Alternativa B.
A água tem suas moléculas interagindo por ligações de hidrogênio. Isso explica o fato de seu ponto de ebulição ser relativamente alto. A acetona (propanona) é mais volátil porque suas moléculas interagem por forças do tipo dipolo-dipolo (mais fracas que as ligações de hidrogênio).

15.8 Alternativa E.
A água é altamente polar e suas moléculas se mantêm unidas por ligações de hidrogênio.

15.9 Alternativa D.
Para ligações de hidrogênio intermoleculares é necessário que o hidrogênio esteja ligado a átomos de elementos muito eletronegativos como: F; O ou N. Isso ocorre no ácido sulfuroso, H_2SO_3:

```
           O
           |
   _       S      _
H — O —         — O — H
```

15.10 Alternativa B.
O bromo, Br_2, é uma substância apolar formada por ligações covalentes. Ele é, portanto, solúvel em tetracloreto de carbono, CCl_4, (líquido formado também por moléculas apolares). A solução resultante não conduz a corrente elétrica por não possuir cargas com mobilidade.

Capítulo 16 — Compostos orgânicos

Este capítulo introduz os conceitos básicos de Química Orgânica, noções de nomenclatura de compostos de cadeia normal e alguns grupos funcionais e suas propriedades principais. Como todos os compostos orgânicos são também compostos covalentes, este capítulo tem a função, também, de reafirmar e compilar o que foi trabalhado até agora.

Além disso, a maioria dos compostos mencionados nos textos de abertura relacionados com o tema central – poluição de interiores – é também composto orgânico.

Objetivos

Compreender e reconhecer algumas funções orgânicas.

Reconhecer a importância dos compostos orgânicos nos dias atuais.

Classificar as cadeias carbônicas.

Reconhecer as seguintes funções orgânicas e nomear, segundo a Iupac, os hidrocarbonetos, haletos orgânicos, alcoóis, aldeídos, ácidos carboxílicos e aminas.

Reconhecer e ter consciência sobre a escolha de certos produtos de consumo.

Reconhecer o papel da Química no sistema produtivo.

Reconhecer aspectos químicos na interação do ser humano com o meio ambiente.

Identificar algumas propriedades das funções orgânicas estudadas neste capítulo.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Definição de Química Orgânica.

Propriedades do carbono.

Fórmulas estruturais e moleculares: representações.

Reconhecimento das seguintes funções e nomenclatura, segundo a Iupac, das seguintes funções: hidrocarbonetos, haletos orgânicos, alcoóis, aldeídos, ácidos carboxílicos e aminas.

Propriedades e aplicações dos compostos orgânicos.

Comentários e sugestões

Pergunte aos alunos o que sabem ou o que já ouviram falar sobre substâncias orgânicas. Anote as respostas na lousa. Partindo dessas anotações, inicie uma discussão enfocando assuntos como a definição de Química Orgânica, compostos orgânicos e suas estruturas. Faça uma retrospectiva histórica dos principais momentos, como: Teoria do vitalismo e a síntese da ureia proposta por Wöhler.

Represente na lousa algumas fórmulas estruturais e moleculares de compostos orgânicos mais simples.

Comente com seus alunos que a quantidade de compostos orgânicos na natureza é enorme, e, para facilitar os estudos, estes são separados em "classes" de acordo com as semelhanças no comportamento químico. É interessante discutir que o critério utilizado para organizar os compostos por essa semelhança foi através de seu grupamento de átomos, que conhecemos como função orgânica. Reconheça com seus alunos e nomeie, segundo a Iupac, algumas funções orgânicas.

Apresente para os alunos as diferenças, segundo a Iupac, dos nomes dos compostos referentes às diferentes funções orgânicas. É interessante que o aluno perceba que a diferença dos nomes das diferentes funções orgânicas está no sufixo, que caracteriza a função. Alguns aspectos importantes que podem ser abordados em sala sobre essas funções orgânicas: reconhecimento de fórmulas representativas, algumas propriedades (tipo de força intermolecular, solubilidade em água, pontos de fusão e ebulição).

Trabalho em equipe

Compostos orgânicos são de grande importância nos dias atuais, seja pela sua enorme diversidade de aplicações nos mais diversos ramos industriais, seja no destino que tomam no meio ambiente, ao serem descartados.

Realize com seus alunos a sugestão do trabalho em grupo proposta na página 265. O texto das páginas 264 e 265 apresenta informações importantes sobre aplicações e toxicidade de alguns compostos orgânicos presentes no cotidiano do aluno.

O professor observará que foram indicados dois *sites* que apresentam argumentos bastante antagônicos em relação

ao uso do PVC. O objetivo é apresentar o jogo de interesses que está por trás de qualquer propaganda positiva ou negativa de um produto e, com isso, provocar no aluno o questionamento e a reflexão sobre seus próprios interesses antes de adquirir passivamente qualquer produto ou serviço.

Esse é um exercício de cidadania que o aluno deve ser levado a praticar diariamente em sua vida.

Resolução das questões

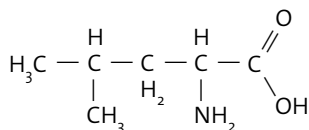
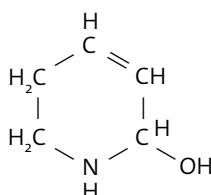
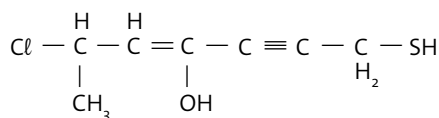
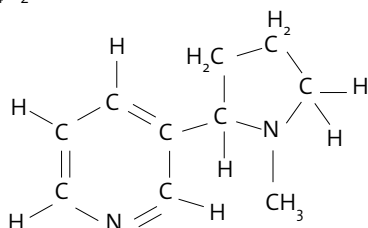
1. a) 13.

$H_3C-CH(CH_3)-CH_2-CH(NH_2)-C(=O)OH$

b) 9.

(anel: $HC=CH-CH(OH)-NH-CH_2-CH_2-$)

c) 9.

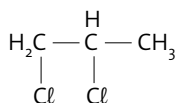
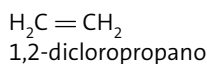
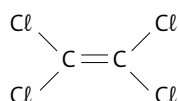
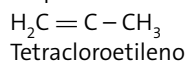
$C\ell-CH(CH_3)-CH=C(OH)-C\equiv C-CH_2-SH$

2. $C_{10}H_{14}N_2$.

3. Alternativa B.

I. Correta. A densidade relativa está relacionada com as respectivas massas molares, dessa forma temos:

$$d_{ar} > d_{CH_4} \text{ e } d_{GLP} > d_{ar}$$

II. Correta. $d_{GLP} > d_{gás\ natural}$

III. Falsa. Os hidrocarbonetos não são corrosivos, portanto não corroem o tanque de combustível.

4. a) Etileno
$H_2C=CH_2$
Propileno
$H_2C=C-CH_3$ (com H no C central)
1,2-dicloropropano
$H_2C(C\ell)-CH(C\ell)-CH_3$
Tetracloroetileno
$C\ell_2C=CC\ell_2$

b) Etileno: eteno. Propileno: propeno.

5. Alternativa D.
Se as substâncias componentes das essências são extraídas por meio de benzeno ou hexano, elas são constituídas de moléculas apolares e, portanto, não são solúveis em água.

6. Alternativa C.

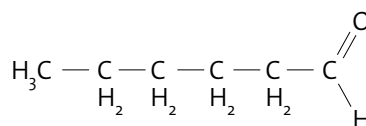
7. Alternativa E.

8. Alternativa D.
O etanol é solúvel em água em qualquer proporção, assim como o propan-1-ol.
Como o etanol possui apenas 2 carbonos na cadeia, seu ponto de ebulição é mais baixo que o do propan-1-ol, que possui 3 carbonos na cadeia (maior massa molar).
Logo, o composto II é o etanol e o composto III é o propan-1-ol.
O hexano e o heptano são compostos praticamente apolares e insolúveis em água.
Como o hexano tem 6 carbonos na cadeia e massa molar menor que a do heptano, que tem 7 carbonos na cadeia, então o ponto de ebulição do hexano é mais baixo que o do heptano.
Concluímos, então, que o composto I é o hexano e o composto IV é o heptano.

9. Alternativa E.

10. São corretos os itens 01 e 04. Resposta: 05.
02. Falso. As moléculas de aldeído não estabelecem ligações de hidrogênio entre si porque não possuem hidrogênio ligado diretamente a oxigênio, nitrogênio ou flúor.
08. Falso. Os aldeídos são compostos muito reativos.

11. Alternativa E.
Fórmula molecular: $C_6H_{12}O$ (o copraldeído é um hexanal).

$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-C(=O)H$

12. Duas moléculas de etanol (álcool etílico) estabelecem entre si apenas uma ligação de hidrogênio (sem contar as ligações de hidrogênio que cada uma estabelece com outras moléculas). Em compensação, duas moléculas de ácido metanoico estabelecem entre si duas ligações de hidrogênio. Por isso, apesar de essas substâncias terem a mesma massa molar, os pontos de fusão e de ebulição do ácido metanoico são bem maiores.

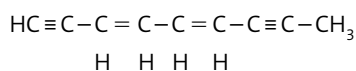
13. Alternativa A.
O pentano é um hidrocarboneto apolar e, portanto, apresenta, dentre as substâncias citadas, a menor solubilidade em água. O butan-1-ol é um álcool que forma ligações de hidrogênio com a água por meio de seu grupo – OH. Sua cadeia lateral, entretanto, é apolar e

dificulta a solubilidade (tem, portanto, solubilidade intermediária). O ácido etanoico (ácido acético) é o mais solúvel em água (possui o grupo – OH, que forma pontes de hidrogênio com a água, além de ter uma cadeia lateral curta, o que facilita sua solubilidade).

14. É correto o item 01. Resposta: 01.
02. Falso. Aminas terciárias não fazem ligações de hidrogênio entre si.
04. Falso. Aminas terciárias também fazem ligações de hidrogênio com a água.
08. Falso. Os alcoóis possuem pontos de ebulição mais elevados que as aminas (comparando compostos de massa molar próxima), porque a diferença de eletronegatividade entre hidrogênio e oxigênio é maior do que a diferença de eletronegatividade entre hidrogênio e nitrogênio.

Exercícios de revisão

16.1 Alternativa E.
Como o carbono é tetravalente e está ligado a apenas 2 hidrogênios, então x é uma dupla ligação. Como o nitrogênio é trivalente, então y é uma tripla ligação.

16.2 Alternativa A.
$HC \equiv C - C = C - C = C - C \equiv C - CH_3$
H H H H

16.3 São corretas as afirmativas: 01; 02; 04 e 08.
Soma = 15.

16.4 Alternativa D.

16.5 Alternativa C.
O ácido esteárico é o de maior ponto de fusão, pois é saturado e tem o maior número de carbonos na molécula.

16.6 Alternativa D.
Por possuirem ligação N – H, as moléculas de propilamina estão mais fortemente associadas (ligações de hidrogênio) do que as de trimetilamina (forças do tipo dipolo-dipolo).

16.7 Alternativa E.
O etano é um hidrocarboneto. Suas moléculas são apolares e praticamente insolúveis em água.
As moléculas dos demais compostos são solúveis em água ou parcialmente solúveis, pois podem estabelecer ligações de hidrogênio com as moléculas de água.

Compreendendo o mundo

Neste texto fazemos um balanço de tudo o que vimos até o momento sobre o tema poluição e constatamos que a melhor forma de proteção é a informação. Assimilando a informação, tendo conhecimento sobre o assunto, adquirimos a liberdade de fazer opções. E, se fizermos opções conscientes e coerentes com nossos valores, teremos mais tranquilidade no presente e esperança no futuro.

Unidade 5
Chuva ácida

O tema central desta unidade é chuva ácida. É um tema bastante apropriado por estar diretamente relacionado ao assunto “compostos inorgânicos” que será estudado. A chuva ácida é algo que afeta diretamente o meio ambiente e os seres vivos: afeta o pH dos ambientes aquáticos, prejudica vegetações nativas e plantações, dificultando o acesso aos alimentos, deteriora o patrimônio público e privado. A chuva ácida e os poluentes do ar não são restritos apenas aos locais onde são gerados, uma vez que podem se deslocar por muitos quilômetros antes de reagirem com as águas das chuvas.

Em *sites* de busca, digitando as palavras “experimentos chuva ácida”, é possível encontrar uma série de sugestões e de vídeos com experimentos sobre o tema. Um dos mais interessantes, por permitir uma avaliação visual do estrago que esse fenômeno causa, pode ser encontrado em: <www.usp.br/qambiental/chuva_acidaExperimento.html>. Acesso em: 9 mar. 2013.

Se puder, faça esse experimento para seus alunos (demonstrativo), certificando-se de que o ambiente está bem ventilado, porque pode haver escape de $SO_2(g)$, um gás bastante tóxico.

Siga as instruções de segurança e de descarte de rejeitos e selecione algumas perguntas do questionário para servir de reflexão para os alunos, uma vez que a maioria só terá condições de respondê-las ao final desta unidade.

Como justificar para o aluno a importância do que ele irá aprender agora?

Muitos tipos de material, como os sais, os minerais e os metais, apresentam propriedades bastante diferentes das que caracterizam os compostos covalentes dos quais acabamos de falar. Assim, nesta unidade, vamos falar de outros modelos de ligações químicas que ajudam a explicar as propriedades desses compostos. Começaremos falando sobre as ligações iônicas e os diversos grupos de substâncias inorgânicas formadas pela atração elétrica de íons positivos e negativos.

Depois vamos mostrar um modelo de ligação metálica, as propriedades dos metais, as ligas metálicas e as reações

de oxidação e de redução que, apesar de ocorrerem com praticamente todos os elementos químicos, são mais facilmente observáveis nos metais.

Com isso fechamos o estudo do volume 1. E será que seu aluno já sabe responder por que o conhecimento que ele adquiriu no primeiro ano de Química é importante?

Entre tantos motivos, porque todo conhecimento amplia nossa visão de mundo, nossos horizontes, nosso senso crítico. Proporciona consciência e embasamento para que possamos fazer opções melhores para nossa vida, rejeitando aquilo que pode nos trazer prejuízos a curto ou a longo prazo.

Conhecimento é liberdade de escolha.

Sobre como desenvolvemos o conteúdo

Nesta última unidade do livro, queremos que os alunos estudem as ligações iônicas e seus compostos, os metais, suas ligas e as reações de oxirredução. Conceitos que serão logo retomados no volume 2.

É importante que o professor observe que, ao contrário do que foi feito em Química Orgânica, não é possível separar os compostos inorgânicos em funções químicas, uma vez que elas se misturam: há sais que são ácidos, há óxidos que são bases e o próprio comportamento ácido ou básico de um composto pode mudar completamente conforme a interação desse composto com o meio em que se encontra (o solvente).

Um artigo bastante esclarecedor a esse respeito pode ser encontrado no *site* <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/conceito.pdf>. Acesso em: 17 set. 2012. Seria muito bom se você, professor, pudesse ler esse artigo.

Dessa forma, para minimizar as confusões que poderiam surgir na cabeça do aluno em um primeiro contato com os compostos inorgânicos, fizemos o seguinte:

– Dividimos os compostos inorgânicos em grupos separados de acordo com a sua constituição (e não de acordo com suas propriedades, ou seja, não falamos em grupos funcionais).

– Trabalhamos unicamente em meio aquoso, portanto, levamos em consideração apenas a interação desses compostos com a água.

– Trabalhamos unicamente com o conceito de eletrólito de Arrhenius que o aluno já estudou superficialmente na Unidade 2.

O conceito de Brösted-Lowry será tratado no volume 2, e o conceito de Lewis, no volume 3.

Procuramos sempre, ao longo de toda a unidade, passar as informações mais atualizadas sobre os conceitos e as substâncias estudadas e frisar principalmente o que o aluno possa reconhecer em seu dia a dia para que ele perceba a Química como parte integrante de sua vida.

Bom trabalho!

Capítulo 17 — Ligação iônica

Este capítulo aborda a ligação iônica considerando sua formação a partir da reação entre uma substância metálica e outra covalente. Apresenta algumas características de certos elementos que formam cátions monovalentes, bivalentes, trivalentes ou tetravalentes. Propriedades desses compostos e a regra do octeto também são discutidas neste capítulo.

Objetivos

Entender a formação de uma ligação iônica.

Relacionar as propriedades dos compostos iônicos com o modelo de ligação iônica.

Compreender a ligação iônica como resultante de interações eletrostáticas entre íons.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Ligação iônica.

Fórmula eletrônica.

Propriedades dos compostos iônicos.

Comentários e sugestões

Deixe nesta aula que os alunos exponham suas ideias sobre ligações metálicas e covalentes. Esta etapa é importante, pois o professor pode verificar o que os alunos já compreenderam e também discutir pontos importantes das ligações químicas para que posteriormente as ligações iônicas sejam introduzidas.

É interessante que os alunos percebam que é possível determinar se o caráter de um composto é predominantemente iônico ou covalente. Esse caráter é determinado pela diferença de valores de eletronegatividade dos elementos que formam a substância. Mostre a eles os valores tabelados de eletronegatividade de alguns elementos que estão na obra da página 276. Vale ressaltar que é importante que os alunos entendam que a ligação iônica é formada por uma interação eletrostática entre cátions e ânions.

Conversa com o professor

Transferência de elétrons

Costumamos dizer que a ligação iônica ocorre com transferência de elétrons do átomo mais eletropositivo para o átomo mais eletronegativo. Dados experimentais, no entanto, mostram que tal comentário é questionável.

No livro *Química – um tratamento moderno*, de Pimentel e Spratley, Bookman, na página 432, um texto (descrito a seguir) nos leva a pensar mais em compartilhamento de elétrons do que em transferência. Observe:

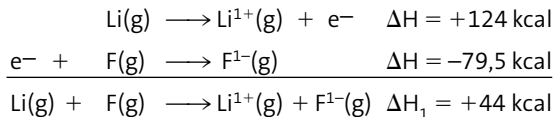
"A nossa consideração energética a respeito da formação de uma ligação nos levou a concluir que os elétrons de valência devem estar simultaneamente próximos a dois núcleos.

Entretanto, afirma-se frequentemente que as ligações iônicas se formam porque um elétron é removido de um átomo, que liberta facilmente os seus elétrons, e colocado em um átomo que irá segurá-lo firmemente.

Isso não é verdade, pois mesmo nas distribuições eletrônicas deformadas, os elétrons da ligação devem permanecer próximos a ambos os núcleos, ou não se formaria ligação.

Isso pode ser observado para o fluoreto de lítio, LiF, uma das ligações mais iônicas conhecidas, considerando a sua formação em etapas.

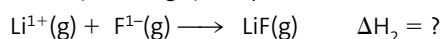
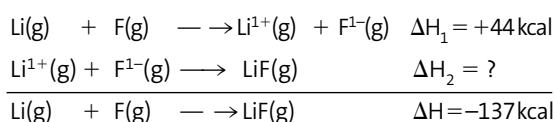
Etapa 1:

$$Li(g) \longrightarrow Li^{1+}(g) + e^- \quad \Delta H = +124\ kcal$$
$$e^- + F(g) \longrightarrow F^{1-}(g) \quad \Delta H = -79{,}5\ kcal$$
$$Li(g) + F(g) \longrightarrow Li^{1+}(g) + F^{1-}(g) \quad \Delta H_1 = +44\ kcal$$

Etapa 2:

Formação da ligação a partir dos íons:

$$Li^{1+}(g) + F^{1-}(g) \longrightarrow LiF(g) \quad \Delta H_2 = ?$$

Processo global $= \Delta H_1 + \Delta H_2$

$$Li(g) + F(g) \longrightarrow Li^{1+}(g) + F^{1-}(g) \quad \Delta H_1 = +44\ kcal$$
$$Li^{1+}(g) + F^{1-}(g) \longrightarrow LiF(g) \quad \Delta H_2 = ?$$
$$Li(g) + F(g) \longrightarrow LiF(g) \quad \Delta H = -137\ kcal$$

$$\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H$$
$$\Delta H_2 = \Delta H - \Delta H_1$$
$$\Delta H_2 = -137\ kcal - 44\ kcal$$
$$\Delta H_2 = -181\ kcal$$

Analisando essas quantidades, vemos que a formação de íons não diminui de modo algum a energia do sistema.

Ocorre exatamente o oposto. São absorvidas 44 kcal para produzir um mol de íon Li^{1+} e F^{1-} gasosos.

Apesar de a energia de ionização do lítio ser relativamente baixa, ela está bem acima da afinidade eletrônica do átomo de flúor.

Assim, no processo visto anteriormente em duas etapas, a energia diminui na segunda etapa, quando o íon F^{1-} desloca os seus elétrons de volta na direção do Li^{1+}.

Com efeito, no comprimento de equilíbrio da ligação, os elétrons do F^{1-} estão, em média, a 1,56 Å do Li^{1+}. Estão mais próximos do núcleo de lítio, em média, do que o elétron de valência 2s em um átomo de lítio isolado (cujo valor calculado teoricamente é de 2,52 Å).

Assim, o deslocamento de densidade eletrônica em ligações iônicas definitivamente não remove elétrons de valência da vizinhança de nenhum dos átomos.

A redistribuição tende a concentrá-los perto do átomo que os atrai mais fortemente, ao mesmo tempo em que os mantém simultaneamente próximos a ambos os núcleos. Todas as ligações se formam porque os elétrons estão simultaneamente próximos a dois ou mais núcleos."

Por isso, evitamos no livro o termo "transferência de elétrons", mesmo considerando que tratamos apenas de modelos de ligações, e não de ligações reais.

Resolução das questões

1. Resposta 49. Os itens corretos são: 01, 16 e 32.
Item 02: errado, porque as substâncias iônicas são sempre substâncias compostas (formadas pela atração elétrica de um número muito grande e indeterminado de cátions e ânions).
Item 04: errado, porque as substâncias iônicas não formam moléculas, mas sim um retículo cristalino cuja fórmula mínima (ou íon-fórmula) no caso é $NaC\ell(s)$.
Item 08: errado, porque o átomo de magnésio isolado é mais estável que o cátion magnésio isolado, tanto que é necessário fornecer energia para retirar elétron do átomo isolado (energia de ionização). Somente a formação do retículo cristalino (ligação iônica) é capaz de estabilizar o cátion magnésio.

2. Alternativa D.
$_{3}Li$: $1s^2\ 2s^1$: forma cátion monovalente, Li^{1+}.
$_{8}O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$: forma ânion bivalente, O^{2-}.
$_{12}Mg$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$: forma cátion bivalente, Mg^{2+}.
$_{17}CL$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$: forma ânion monovalente, Cl^{1-}.
$_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$: forma cátion monovalente, K^{1+}.
$_{20}Ca$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$: forma cátion bivalente, Ca^{2+}.
$_{35}Br$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$: forma ânion monovalente, Br^{1-}.
Fórmula unitária dos compostos: $MgC\ell_2$; CaO; Li_2O; KBr.

3. Resposta 22. Os itens corretos são: 02, 04 e 16.
01. Errado. Os compostos iônicos possuem elevados pontos de fusão e de ebulição.
08. Errado. Os compostos iônicos são geralmente sólidos.
32. Errado. Os compostos iônicos não apresentam brilho metálico.
64. Errado. Os compostos iônicos, em geral, são solúveis em solventes polares como a água, por exemplo.

Exercícios de revisão

17.1 Alternativa E.

A substância de maior caráter iônico é aquela em que a diferença de eletronegatividade entre os átomos é maior, ou seja, KF.

Professor, caso seja necessário, retome com os alunos o tema eletronegatividade (página 217).

17.2 Alternativa D.

O cálcio e o magnésio, elementos situados no grupo 2 da tabela periódica, formam com facilidade íons bivalentes positivos.

17.3 Alternativa B.

$_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

$_{19}K$: 1 elétron na camada de valência, tendência a formar cátion monovalente, K^{1+}.

$_{20}Ca$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

$_{20}Ca$: 2 elétrons na camada de valência, tendência a formar cátion bivalente, Ca^{2+}.

$_{8}O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$_{8}O$: 6 elétrons na camada de valência, tendência a formar ânion bivalente, O^{2-}.

Fórmula dos compostos: K_2O e CaO.

17.4 Alternativa E.

Prata: forma cátions monovalentes, Ag^{1+}.

Enxofre: forma ânions bivalentes, S^{2-}.

Fórmula do composto: Ag_2S.

17.5 a) X: possui 6 elétrons na camada de valência e tendência a formar ânions de carga 2–; logo, pertence à família 16.

Y: possui 1 elétron na camada de valência e tendência a formar cátions de carga 1+; portanto, pertence à família 1.

b) X e Y possuem alta diferença de eletronegatividade; logo, a ligação estabelecida será iônica.

Fórmula unitária do composto: Y_2X.

17.6 Alternativa A.

$_{12}Mg$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$: forma cátion bivalente, Mg^{2+}.

$_{7}N$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$: forma ânion trivalente, N^{3-}.

Fórmula unitária do composto: Mg_3N_2.

17.7 Alternativa A.

$_{53}X$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \mathbf{5s^2}\ 4d^{10}\ \mathbf{5p^5}$: 7 elétrons de valência.

$_{38}Y$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \mathbf{5s^2}$: 2 elétrons de valência.

Fórmula unitária do composto: YX_2.

17.8 Alternativa D.

$_{13}A$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$: forma cátion trivalente, A^{3+}.

$_{8}B$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$: forma ânion bivalente, B^{2-}.

Fórmula unitária do composto: A_2B_3.

17.9 Alternativa B.

As substâncias iônicas apresentam alto ponto de fusão, alto ponto de ebulição e boa condutividade elétrica em solução aquosa. Na fase sólida, entretanto, como os íons que formam a substância não estão livres, ela não tem boa condutividade elétrica.

17.10 Alternativa E.

Amostra A: pontos de fusão e ebulição altos, é isolante no estado sólido (25 °C) e condutora no estado líquido (1000°C); logo, trata-se de um composto iônico.

Amostra B: pontos de fusão e ebulição relativamente baixos. É isolante no estado sólido (25 °C). Pelos dados da tabela, pode-se concluir que a 1000 °C a amostra sofreu decomposição; logo, trata-se de uma substância molecular.

Amostra C: pontos de fusão e ebulição altos. É condutor no estado sólido (a 25 °C e a 1000 °C); logo, trata-se de uma substância metálica.

Amostra D: pontos de fusão e ebulição altos. É isolante no estado sólido (a 25 °C e a 1000 °C); logo, trata-se de uma substância iônica.

17.11 Alternativa A.

As substâncias iônicas são sólidas à temperatura ambiente, não apresentam brilho metálico e não conduzem a corrente elétrica no estado sólido. Uma porcentagem significativa das substâncias iônicas apresenta solubilidade elevada em água e, como resultado da solvatação dos íons, a solução aquosa obtida é boa condutora de corrente elétrica.

Capítulo 18 — Compostos inorgânicos

Neste capítulo são apresentados os principais grupos de compostos inorgânicos – ácidos, bases, sais e óxidos – e suas possíveis implicações no meio ambiente são discutidas.

Objetivos

Conhecer os principais grupos de compostos inorgânicos e suas características em meio aquoso.

Compreender os diferentes usos das substâncias inorgânicas e seus benefícios para a vida.

Interpretar textos relativos aos conhecimentos científicos e tecnológicos.

Compreender problemas ambientais correlacionados às substâncias inorgânicas.

Conteúdos específicos imprescindíveis para a sequência dos estudos

Ácidos, bases, sais e óxidos: definição, nomenclatura e aplicações.

Faixa de pH.

Caráter de sais.

Classificação dos óxidos.

Comentários e sugestões

Observe que, quando falamos em grupos de compostos separados de acordo com a sua constituição, sempre é levada em consideração a sua interação com a água (pois, no momento, reforça-se o conceito de eletrólito de Arrhenius que foi estudado em aulas anteriores).

Ao contrário do que foi feito em Química Orgânica, não é possível separar os compostos inorgânicos em funções químicas, uma vez que elas se misturam (há sais que são ácidos, há óxidos que são bases). Um artigo bastante esclarecedor a esse respeito pode ser encontrado no *site* <http://qnesc.sbq.org.br/online/qnesc09/conceito.pdf>. Acesso em: 9 mar. 2013.

A maior parte das perguntas levantadas em **Você sabe explicar?** sobre o tema chuva ácida será respondida ao longo deste capítulo.

Introduza o assunto com uma recordação bem rápida sobre o **Experimento**: Sobre o uso de indicadores, do capítulo 4, caso tenha sido realizado. Se não, pode ser interessante realizá-lo agora. Inicie uma discussão perguntando sobre o uso dos indicadores. A partir das informações dos alunos, o conhecimento sobre as funções inorgânicas pode ser iniciado.

Com esse experimento é possível diferenciar uma substância ácida de uma substância básica. Comente que substâncias ácidas e básicas possuem sabores característicos, e seria possível identificá-las pelo sabor (azedo e adstringente), mas que isso não é um critério recomendado, pois muitas substâncias dessa classe são tóxicas e corrosivas.

Mencione que existem vários tipos de definições aceitas sobre ácidos e bases (Lewis, Brönsted-Lowry), mas a mais utilizada no Ensino Médio é a de Arrhenius.

Preferimos utilizar na obra a representação do hidrônio H_3O^{1+} em vez da forma simplificada H^{1+}, já que essa estrutura é instável e o que se forma realmente é o H_3O^{1+}. Cabe ao professor escolher a melhor forma para apresentar esse conceito aos seus alunos.

Nomeie, segundo a Iupac, e represente as equações de ionização de alguns ácidos, tais como: $HC\ell$, HF, H_2S, H_2SO_4, HNO_3, H_2CO_3, H_3PO_4, $HC\ell O$. É interessante citar algumas aplicações desses ácidos ou propor uma pesquisa a respeito.

Caso haja tempo suficiente, comente com seus alunos na seção **Cotidiano do químico** (página 286), onde há a descrição de como é realizada a diluição de ácidos.

Defina bases, seu processo de dissociação, seus nomes, suas fórmulas, possíveis aplicações e, por último, a determinação de forças. Alguns cátions que merecem ser estudados nas formações das bases são: Na^{1+}, NH_4^{1+}, Ca^{2+}, Mg^{2+}, Zn^{2+}, $A\ell^{3+}$, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Cu^{2+} e Cu^{1+}.

É importante que os alunos compreendam que todo ácido e toda base podem reagir, sem exceção, formando água. Ou seja, apresente os sais partindo de uma reação entre ácido e base. Enfatize a ideia de que o sal pode ser formado a partir de vários tipos de reações. Apresente alguns exemplos na lousa de reações entre ácidos e bases. Explique e discuta com os alunos como esses produtos (sais e água) são formados. Enfatize a ideia de que o sal, nessa reação, é formado pelo cátion da base e o ânion do ácido. Cite alguns sais importantes e com aplicações no cotidiano: cloreto de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de cálcio, cloreto de cálcio, sulfato de ferro II, fluoreto de sódio, nitrato de potássio, entre outros. Se não houver tempo suficiente, solicite uma pesquisa rápida sobre as informações desses sais. O caráter do sal já pode ser apresentado nos exemplos de reações quando for apresentar os produtos da reação de neutralização. Diga que reações entre ácido e base sempre estão ocorrendo no nosso dia a dia, por exemplo, no combate da acidez estomacal com o uso do leite de magnésia.

Relembre o conceito de eletronegatividade e que, de todos os elementos da tabela, o único que é mais eletronegativo que o oxigênio é o flúor. Defina óxidos com seus alunos e enfatize a ideia de que praticamente todos os elementos podem combinar com o oxigênio para formar óxidos. Nomeie esses óxidos, segundo a Iupac, e os classifique em neutros, ácidos, básicos e anfóteros.

Como na natureza há vários tipos de óxidos, é interessante discutir algumas aplicações e possíveis nomes usuais nas seguintes situações:

Minérios da crosta terrestre: hematita, bauxita.

Chuva ácida (tema central da unidade): SO_2, SO_3, NO_2.

Poluentes atmosféricos: SO_2, SO_3, NO_X, CO.

Construção civil: cal virgem ou cal viva, CaO.

Gás hilariante: N_2O.

Bebidas gaseificadas: CO_2.

Como forma de avaliação, solicite aos alunos que levem embalagens de qualquer produto que utilizem em casa para a sala de aula, tais como pastas de dente, biscoitos, refrigerantes, água, sabonetes, leite, entre outros. Peça a eles que anotem numa folha à parte o tipo de produto que levou e o nome de alguma substância que esteja discriminada no rótulo e que apresente propriedades do grupo dos ácidos, das bases, dos sais ou dos óxidos, por exemplo:

Pasta de dente – fluoreto de sódio (grupo dos sais)

Caso nessas embalagens existam nomes de substâncias desconhecidas e que gerem dúvidas, oriente o aluno e deixe-o concluir que tipo de compostos inorgânicos o produto

tem em sua composição. Peça aos alunos que troquem as embalagens entre si e que repitam o procedimento com esse outro produto.

É interessante que cada aluno tenha acesso a pelo menos cinco embalagens diferentes e consiga identificar, ao todo, pelo menos cinco substâncias inorgânicas. A folha com as anotações de cada aluno deverá ser entregue no final da aula acompanhada das embalagens.

Experimento: Crescimento de cristais

O experimento pode ser feito pelos alunos em grupos com no máximo seis integrantes. Os frascos podem ficar em repouso na própria sala. No último dia de aula, permita que os potes do experimento sejam levados pelos alunos.

Investigue:

1. A dolomita é um carbonato de cálcio e magnésio, $CaMg(CO_3)_2$. É utilizada na construção civil misturada ao concreto, na indústria siderúrgica e como matéria-prima para obtenção de magnésio.

2. Reação provável:

$$4\ CH_3COOH(aq) + 1\ CaMg(CO_3)_2 \rightarrow Ca(CH_3COO)_2 + Mg(CH_3COO)_2 + 2 <H_2CO_3>$$

$$<H_2CO_3> \rightarrow H_2O + CO_2 \uparrow$$

3. Sim. É basicamente isso mesmo o que ocorre quando a chuva ácida reage com sais insolúveis (como a dolomita), formando compostos solúveis (no caso, formaram-se o acetato de cálcio e o acetato de magnésio). Por serem solúveis, os sais formados vão abandonando a estrutura que fica sujeita à deterioração.

Trabalho em equipe

Como o assunto é ácidos, e o H_2SO_4 é um dos mais utilizados na indústria, por causa de suas inúmeras aplicações, sugerimos um trabalho em grupo referente ao texto das páginas 285 e 286: “Ácido sulfúrico: O processo industrial”. Com esse texto podem ser discutidas questões como, a elevada produção desse ácido por países como China e Estados Unidos e sua utilização na fabricação de fertilizantes.

O *site* indicado no livro do aluno como fonte dos gráficos <www.h2so4.com.br/h2so4/download/arquivos/4%BAcongressodeacidosulfurico/nelsonreis-copebras.pdf> (acesso em: 31 jan. 2013) fornece uma série de análises econômicas relacionadas à produção e aplicação do ácido sulfúrico. De qualquer forma, fica evidente que o destino principal do ácido sulfúrico é a fabricação de fertilizantes, o que está diretamente relacionado à produção de alimentos.

Segundo matéria publicada em: <http://ruralcentro.uol.com.br/noticias/brasil-e-o-pais-mais-dependente-da-importacao-de-fertilizantes-diz-ministro-6337>. Acesso em: 9 mar. 2013.

“Brasil é o país mais dependente da importação de fertilizantes, diz ministro [...]

O Brasil importa atualmente cerca de 60% dos produtos usados na fabricação de adubos – fósforo, nitrogenados e potássio. O volume está bem acima do que é importado por outros países [10% a 20% no máximo] com elevada produção de alimentos.”

É interessante discutir com os alunos por que nosso país não é autossuficiente na produção de uma matéria-prima tão importante, colocando-se à mercê da variação de preços de mercado e até do fornecimento por parte dos vendedores, o que, com certeza, acaba refletindo no custo final do alimento.

Resolução das questões

1. Alternativa D.

Os ácidos, segundo o conceito de eletrólitos de Arrhenius, são substâncias que reagem com a água formando íons, dos quais o único cátion é o hidrônio, H_3O^{1+}.

2. Alternativa E.

$HC\ell$ e ácido clorídrico.

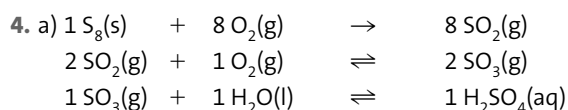
3. Alternativa E.

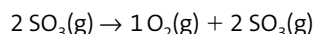
H_3BO_3: ácido bórico; $HC\ell$: ácido clorídrico; H_2CO_3: ácido carbônico e H_2S: ácido sulfídrico.

4. a)

$$1\ S_8(s) + 8\ O_2(g) \rightarrow 8\ SO_2(g)$$

$$2\ SO_2(g) + 1\ O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$$

$$1\ SO_3(g) + 1\ H_2O(l) \rightleftharpoons 1\ H_2SO_4(aq)$$

b) A reação: $2\ SO_2(g) + 1\ O_2(g) \rightarrow 2\ SO_3(g)$ só ocorre em temperatura elevada e na presença de catalisador. A 450 °C, cerca de 97% do $SO_2(g)$ é convertido em $SO_3(g)$, se bem que lentamente. Mas se a temperatura sobe para acima de 500 °C, o $SO_3(g)$ se dissocia em $O_2(g)$ e $SO_2(g)$.

$$2\ SO_3(g) \rightarrow 1\ O_2(g) + 2\ SO_3(g)$$

A indústria de fabricação de ácido sulfúrico consegue operar entre essas duas temperaturas muito próximas utilizando um catalisador; mas na atmosfera, a baixas temperaturas e sem catalisador, a oxidação direta de $SO_2(g)$ a $SO_3(g)$ praticamente não tem condições de ocorrer.

5. Alternativa A.

II. Quando o dióxido de enxofre, SO_2, reage com a água é formado o ácido sulfuroso, H_2SO_3.

III. A quantidade de CO_2 emitido na atmosfera por causa da atividades humanas é muito maior que a emitida em episódios vulcânicos.

6. Cálculo do grau de ionização α:

H_2S: $\alpha = \frac{n_i}{n_d} \rightarrow \alpha = \frac{1}{10} \rightarrow \alpha = 0{,}1$

H_2SO_4: $\alpha = \frac{n_i}{n_d} \rightarrow \alpha = \frac{2}{3} \rightarrow \alpha = 0{,}67$

HNO_3: $\alpha = \frac{n_i}{n_d} \rightarrow \alpha = \frac{8}{10} \rightarrow \alpha = 0{,}8$

Força dos ácidos: $HNO_3 > H_2SO_4 > H_2S$.

7. Alternativa E.
O grau de ionização do ácido bórico, H_3BO_3 ($\alpha\% = 0{,}025\%$), é abaixo de 5%.
Como o H_3BO_3 possui um grau de ionização muito baixo (0,025%), podemos afirmar que ele é um ácido fraco. O H_2SO_4 é mais forte que o H_3PO_4. O HNO_3 é um ácido forte. O $HClO_4$ é mais forte que o HNO_3. O H_3PO_4 é um ácido semiforte.

8. Alternativa C.
O hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2$, o hidróxido de estrôncio, $Sr(OH)_2$, e o hidróxido de bário, $Ba(OH)_2$ são bases fortes.

9. Alternativa E.
O hidróxido de sódio é uma base forte utilizada no desentupimento de canos. O hidróxido de magnésio é uma base fraca utilizada para combater a acidez estomacal, da mesma forma que o hidróxido de alumínio.

10. Alternativa E.
Se o íon molibdato é semelhante ao íon cromato, CrO_4^{2-}, então sua fórmula deve ser MoO_4^{2-}. Como se trata de um ânion bivalente e o amônio é um cátion monovalente, NH_4^{1+}, então a fórmula do composto é: $(NH_4)_2MoO_4$.

11. Alternativa E.
$Ca(OH)_2$: hidróxido de cálcio; H_3PO_4: ácido fosfórico; $Ca_3(PO_4)_2$: fosfato de cálcio.

12. Alternativa D.
A reação mostra que, para neutralizar 10 000 toneladas de ácido sulfúrico, são necessários 10 000 toneladas de carbonato de cálcio puro.
O cálcario contém 80% de carbonato de cálcio.
10 000 toneladas de calcário ——— 80% $CaCO_3$
x ——— 100% de $CaCO_3$

$x = \frac{100 \cdot 10\,000}{80} \rightarrow x = 12\,500$ toneladas

1 caminhão ——— 30 toneladas
y ——— 12 500 toneladas

$y = \frac{1 \cdot 12\,500}{30} \rightarrow y \approx 417$ caminhões

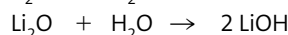
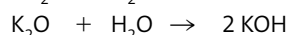
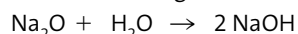
13. Alternativa C.
O $CO_2(g)$ reage com a água formando solução ácida, é responsável pela acidez natural da água da chuva em ambientes não poluídos. O $SO_3(g)$ reage com a água formando ácido sulfúrico, é um dos principais responsáveis por diminuir o pH da chuva a níveis perigosos para o ambiente.

14. Alternativa C.

15. Alternativa A.
Os óxidos de sódio, potássio e lítio possuem caráter básico, pois eles apresentam caráter iônico, em que os metais Na, K e Li têm "carga" +1. Ao reagir com água, eles originam uma base, e ao reagir com ácido, eles originam um sal e água:
- Óxido básico água $\rightarrow$ base

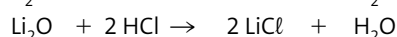
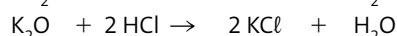
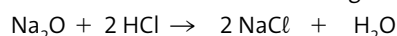
$Na_2O + H_2O \rightarrow 2\ NaOH$

$K_2O + H_2O \rightarrow 2\ KOH$

$Li_2O + H_2O \rightarrow 2\ LiOH$

- Óxido básico + ácido $\rightarrow$ sal + água

$Na_2O + 2\ HCl \rightarrow 2\ NaC\ell + H_2O$

$K_2O + 2\ HCl \rightarrow 2\ KC\ell + H_2O$

$Li_2O + 2\ HCl \rightarrow 2\ LiC\ell + H_2O$

16. Alternativa A.
O monóxido de carbono é um oxido neutro, não reage com água, nem com ácido, nem com base.

Exercícios de revisão

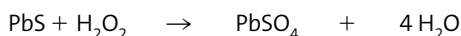
18.1 Alternativa C.
Ácidos que têm grau de ionização entre 5% e 50% são considerados moderados ou semifortes.

18.2 Alternativa C.

18.3 Alternativa E.
O ácido cianídrico, HCN, é um ácido fraco (tem grau de ionização baixo), volátil (tem temperatura de ebulição baixa) e apresenta, como todo ácido, soluções com pH < 7. É um ácido mais fraco que o ácido nítrico (HNO_3). É, portanto, um eletrólito mais fraco que o ácido nítrico.

18.4 Alternativa C.
A água destilada possui pH igual a 7,0 a 25 °C, é neutra. Qualquer substância ou mistura com pH maior que o da água destilada é básica.

18.5 Alternativa E

18.6 Alternativa A.
$PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + 4\ H_2O$

18.7 Alternativa D.
I. O sublimado corrosivo, $HgC\ell_2$, é um sal: cloreto de mercúrio II. A cal viva, CaO, é um óxido: óxido de cálcio. A potassa cáustica, KOH, é uma base: hidróxido de potássio. O espírito de sal, $HC\ell$, é um ácido: ácido clorídrico.

18.8 Alternativa C.
H_3BO_3, ácido bórico; SO_2, anidrido sulfuroso; H_3PO_4, ácido fosfórico; $CaCO_3$, carbonato de cálcio e SiO_2, sílica.

Capítulo 19 — Metais e oxirredução

Este capítulo desenvolve um modelo de ligação metálica baseado nas propriedades dos metais. Correlacionado a esse assunto, algumas ligas metálicas, suas composições e possíveis aplicações são apresentadas. Os semicondutores são também abordados por estarem presentes no dia a dia, principalmente em peças de componentes eletrônicos.

Objetivos

Conhecer metais e ligas metálicas.

Identificar algumas ligas metálicas.

Compreender propriedades dos metais.

Reconhecer a importância dos metais na sociedade, melhorando, assim, a qualidade de vida.

Reconhecer o papel da Química no sistema produtivo.

Reconhecer as relações entre o desenvolvimento científico e tecnológico da Química e aspectos socioculturais.

Conteúdos específicos indispensáveis para a sequência dos estudos

Propriedades dos metais.

Modelo de ligação metálica.

Ligas metálicas.

Comentários e sugestões

Inicie a aula pedindo que os alunos exponham, de forma oral, alguns metais que conheçam. Seria interessante que o professor escrevesse na lousa os metais mencionados pelos alunos. Partindo daí, questione seus alunos a fim de levantar características dos metais para chegar a possíveis conclusões sobre as propriedades que eles apresentam, como brilho, estado físico, ponto de fusão, entre outras. A seguir, represente o modelo de ligação metálica enfatizando a relação dos cátions e seus elétrons de uma forma simples. Aprofundamentos são desnecessários para esse modelo estudado.

Mostre e explique aos seus alunos o porquê das substâncias metálicas serem representadas somente pelo seu símbolo químico.

Continue a exploração inicial direcionando as questões, agora, para as ligas metálicas. Apresente alguns exemplos importantes, tais como: aço, aço inox, ouro 18 quilates, bronze, latão, solda elétrica, amálgama odontológica. Mencione sobre as aplicações mais importantes e suas composições qualitativas.

Solicite aos seus alunos uma pesquisa em grupos sobre a diferença entre o ouro 24 quilates (que é uma substância) e o ouro 18 quilates (mistura: liga metálica). É importante ressaltar que a pesquisa seja feita e entregue de modo escrito, mas que seja prevista uma apresentação oral breve (cerca de 10 minutos) seguida de discussão. Dessa forma, o aluno treina habilidades de escrita e de apresentação oral e argumentação.

Resolução das questões

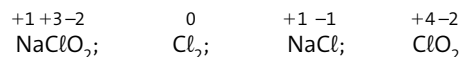
1. Alternativa C.
Os metais são bons condutores de eletricidade e de calor.

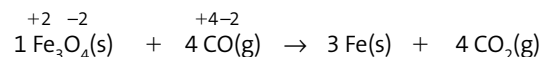
2. Alternativa D.
O metal chumbo, por ser bastante denso, é utilizado como barreira protetora à radiação.

3. Misturando-se dois ou mais metais ou um metal com outra substância simples (não necessariamente metálica), é possível obter um material com propriedades que cada substância não tinha individualmente e que será útil para determinada aplicação.

4. Alternativa D.
A corrente elétrica é conduzida por elétrons livres e semilivres (estes, na fase sólida).

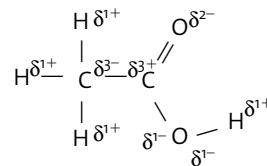
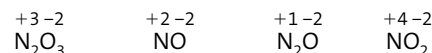
5. Alternativa D.

$\overset{+1}{Na}\overset{+3}{C\ell}\overset{-2}{O}_2$; $\overset{0}{C\ell_2}$; $\overset{+1}{Na}\overset{-1}{C\ell}$; $\overset{+4}{C\ell}\overset{-2}{O}_2$

6. Alternativa E.
Observação: o composto Fe_3O_4 (magnetita) é, na verdade, uma associação de dois óxidos: $FeO \cdot Fe_2O_3$, em que o ferro aparece respectivamente com NOX +2 e NOX +3.

$$1\ \overset{+2}{Fe_3}\overset{-2}{O_4}(s) + 4\ \overset{+4}{C}\overset{-2}{O}(g) \rightarrow 3\ Fe(s) + 4\ CO_2(g)$$

7. Como ocorre com o carbono no ácido acético, dois ou mais átomos de um mesmo elemento químico (constituintes de uma mesma molécula) podem apresentar NOX diferentes, no caso –3 e +3 (NOX médio igual a zero). Isso porque o NOX depende da diferença de eletronegatividade entre os átomos diretamente ligados.

```
          H δ1+         O δ2−
          |            //
H δ1+ — C δ3− — δ3+ C
          |            \
          H δ1+       δ1− O — H δ1+
                        δ1−
```

8. Alternativa C.

$\overset{+3}{N_2}\overset{-2}{O_3}$ $\overset{+2}{N}\overset{-2}{O}$ $\overset{+1}{N_2}\overset{-2}{O}$ $\overset{+4}{N}\overset{-2}{O_2}$

9. Alternativa C.

(1) $CrC\ell_3$: NOX Cr = +3 e NOX Cℓ = –1

(2) CrO_3: NOX Cr = +6 e NOX O = –2

(3) Cr_2O_3: NOX Cr = +3 e NOX Cℓ = –2

(4) K_2CrO_4: NOX K = +1; NOX Cr = +6 e NOX O = –2

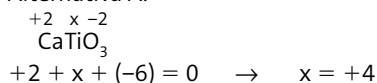
(5) $K_2Cr_2O_7$: NOX K = +1; NOX Cr = +6 e NOX O = –2

10. Alternativa A.

$\overset{+2}{Ca}\overset{x}{Ti}\overset{-2}{O_3}$

$+2 + x + (-6) = 0 \quad \rightarrow \quad x = +4$

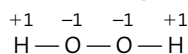
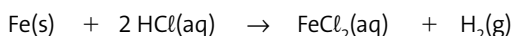
11. Alternativa A.

$Na_2B_4O_7$: +1 +3 −2 / +2 +12 −14 $\qquad Na_2SiO_3$: +1 +4 −2 / +2 +4 −6

12. Alternativa B.

Nos peróxidos (substâncias em que aparecem ligações O — O), o oxigênio tem número de oxidação −1.

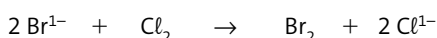
$\overset{+1}{H} — \overset{-1}{O} — \overset{-1}{O} — \overset{+1}{H}$

13. Alternativa B.

$Fe(s) + 2\,HC\ell(aq) \rightarrow FeC\ell_2(aq) + H_2(g)$

14. Alternativa C.

Na reação que ocorre na presença de luz, a prata, Ag^{1+}, sofre redução à prata metálica, Ag^0. O íon prata, Ag^{1+}, é, portanto, o agente oxidante.

15. Alternativa E.

$2\,Br^{1-} + C\ell_2 \rightarrow Br_2 + 2\,C\ell^{1-}$

a) O $C\ell_2$ é o agente oxidante que oxida o íon brometo.

b) O Br^{1-} é oxidado em função de seu potencial redutor.

c) O $C\ell_2$ é o agente oxidante sendo reduzido a íons cloreto.

d) O Br^{1-} é oxidado em função de seu potencial redutor.

e) O $C\ell_2$ é o agente oxidante sendo reduzido a seus íons.

Exercícios de revisão

19.1 Alternativa B.

As propriedades citadas são características de substâncias metálicas.

19.2 Alternativa E.

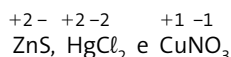
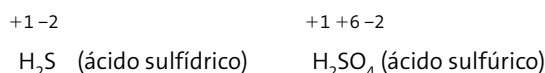
Esse é o modelo que explica a ligação metálica com base nas propriedades dos metais. "Ligação metálica: ligação química de natureza elétrica baseada na atração entre cátions do metal e elétrons semilivres."

19.3 Alternativa E.

19.4 Alternativa E.

$\overset{+2\ -}{ZnS}$, $\overset{+2\ -2}{HgC\ell_2}$ e $\overset{+1\ -1}{CuNO_3}$

19.5 Alternativa E.

$\overset{+1\ -2}{H_2S}$ (ácido sulfídrico) $\qquad \overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4}$ (ácido sulfúrico)

19.6 Alternativa D.

$\overset{+2\ -1}{ZnO_2}$, em peróxidos o NOX do oxigênio é −1, portanto o NOX total do oxigênio será −2 e o do zinco +2.

19.7 Alternativa B.

NaN_3: +1 −1/3 / +1 −1 $\qquad N_2$: 0 / 0 $\qquad KNO_3$: +1 +5 −2 / +1 +5 −6 $\qquad N_2$: 0 / 0

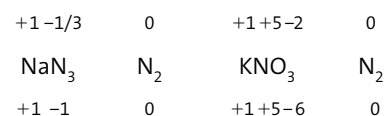
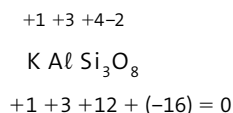
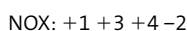
19.8 Alternativa A.

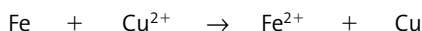
NOX: +1 +3 +4 −2

$\overset{+1}{K}\,\overset{+3}{A\ell}\,\overset{+4}{Si_3}\overset{-2}{O_8}$

$+1 +3 +12 + (-16) = 0$

19.9 Alternativa B.

Fórmula estrutural do sulfeto de ferro II: $[Fe^{2+}]\,[\overset{-1}{S} - \overset{-1}{S}]^{2-}$

19.10 Alternativa A.

$Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$

Compreendendo o mundo

Neste último texto do livro, procuramos mostrar como são preocupantes as notícias a respeito do que estamos fazendo com o nosso meio ambiente, mas, ao mesmo tempo, mostramos que, por mais desesperadora que pareça uma situação, é possível revertê-la se houver boa vontade política, industrial e social. E lembramos que foi isso o que ocorreu com Cubatão (litoral de São Paulo), que já foi considerada a cidade mais poluída do mundo e hoje tem o selo verde concedido pela ONU.

Os alunos precisam de exemplos como esse. Nós também precisamos. Precisamos acreditar para poder mudar.

Sugestão de atividade interdisciplinar

O papel dos metais na sociedade

Um dos conteúdos desse volume é o estudo dos metais, em que foram abordados assuntos relacionados ao tipo de ligação, propriedades, ligas, processos de extração. Como há uma quantidade significante de metais e estes possuem inúmeras aplicações, este assunto tão presente na vida das pessoas permite proporcionar uma atividade interdisciplinar com a abordagem de temas sociais, econômicos, ambientais, englobando o ensino de Química, Biologia e Geografia.

Principais conceitos que serão trabalhados em cada disciplina

Química

Propriedades dos metais.

Reações sobre processos de obtenção a partir de seus minérios.

Processos de corrosão: reações de oxidorredução.

Metais: radioativos e não radioativos.

Aplicações.

Biologia

Metais considerados nutrientes presentes nos alimentos necessários à manutenção da vida.

Doenças relacionadas a metais, como: anemia ferropriva (anemia por falta de ferro), plumbismo (intoxicação por chumbo), hidrargirismo (intoxicação por mercúrio).

Desequilíbrios no ecossistema (contaminação dos rios por mercúrio, por exemplo).

Importância dos metais na medicina (marca-passo, próteses, tratamento estético).

A presença do ferro na estrutura da hemoglobina.

Geografia

Presença de metais nos países.

A importância econômica do metal.

Metalurgia no Brasil.

Interferência no ambiente provocada pela extração de minérios.

Descrição da atividade

Química

Nas aulas de Química, boa parte dos assuntos que foram sugeridos para a atividade já está presente na obra e com comentários e sugestões de como abordá-las. O único assunto a acrescentar é explicar a diferença entre metais radioativos e não radioativos.

Biologia

Discutir com os alunos sobre a relação entre os metais e o sistema biológico. Que efeitos eles podem causar para o ecossistema; quais funções apresentam no organismo; tipos de contaminação, sintomas e doenças; função na hemoglobina.

Geografia

Alguns países apresentam grandes reservas de minerais (metais). Que fatores influenciam na importância econômica do metal. Processos de extração de minérios (deslocamento da população, erosão, etc.).

Como trabalhar?

É importante que os professores das três disciplinas estejam sempre presentes nas etapas decisivas do projeto. Sugere-se que eles se reúnam e decidam quais metais podem ser trabalhados, valorizando o conhecimento de todas as áreas abordadas.

1ª etapa

Formação de grupos (no máximo cinco alunos).

Cada grupo será responsável por um metal específico.

2ª etapa

Propor e orientar os alunos para que realizem uma pesquisa (internet, livros didáticos, jornais, revistas, enciclopédias, filmes) referente ao metal específico, abordando o conhecimento de todas as disciplinas.

É possível sugerir entrevistas com pessoas da comunidade (pais, avós, tios, vizinhos) sobre o conhecimento que apresentam sobre metais, em especial sobre aquele que o grupo irá trabalhar.

Os alunos podem coletar fotos e filmes referentes àquele metal, abordando os aspectos definidos pelos professores, por exemplo, poluição causada por aquele metal num local específico, alimentos que o contenham, entre outros.

3ª etapa

Após a coleta de dados, é o momento da compilação de dados por meio de um texto escrito (à mão ou digitado) sobre os aspectos considerados mais importantes. Alguns critérios devem ser definidos para que estejam presentes em todos os textos produzidos pelos grupos, tais como:

Objetivo

Metodologia (formas que fez a pesquisa).

Resultados e discussões (dados mais importantes e possíveis análises com opiniões críticas).

Considerações finais (opinião/conclusão sobre o que aquele metal pode trazer para a sociedade).

Bibliografia utilizada.

4ª etapa

Para verificar o progresso dos estudantes em direção à interdisciplinaridade, os grupos devem construir um mapa conceitual partindo das ideias que considerarem mais importantes sobre o texto que fora produzido. Essa ferramenta foi eleita por causa da versatilidade que apresenta como instrumento de organização de estruturas conceituais e principalmente em decorrência da característica de se basearem na relação entre conceitos. Ou seja, é mais fácil verificar o aparecimento de relações entre conceitos químicos, biológicos e geográficos por meio dos mapas conceituais.

O mapa conceitual pode ser manuscrito ou elaborado por meio do programa CmapTools. É importante ressaltar que, para que os alunos construam estes mapas conceituais, é necessário capacitá-los. Para mais informações, retorne ao texto sobre “Mapas conceituais” no início desse caderno de orientações (página 9).

5ª etapa

Cada grupo vai apresentar seu mapa conceitual para a sala durante 10 minutos.

Avaliação

O trabalho deverá ser avaliado pelos três professores, levando em consideração:

A parte escrita.

O mapa conceitual elaborado.

A apresentação oral.

A participação de cada membro do grupo.

13 Referências bibliográficas

Teoria

- ATKINS, Peter; JONES, Loretta. *Princípios de Química: questionando a vida moderna*. São Paulo: Bookman, 2006.
- BALL, David W. Físico-Química. Thomson, 2005.
- BERGIER, Jacques. *Os impérios da química moderna*. São Paulo: Hemus, 2007.
- BRADY, Joel W.; RUSSELL, John W.; HOLUM, John R. *Química*: a Matéria e Suas Transformações, v. 1, 3 ed. Rio de Janeiro: LTC, 2006.
- BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. *Química*: a ciência central. 9 ed. Prentice-Hall, 2005.
- CHAGAS, Pereira Aécio. *Como se faz química*: uma reflexão sobre a química e a atividade do químico. 2. ed. Campinas: Unicamp, 1992.
- COTTON, Albert; WILLKINSON, Geoffrey. *Advanced Inorganic Chemistry*. 6 ed. John Wiley Profesior, 1999.
- KOTZ, John C.; TREICHEL JUNIOR, Paul M. *Química Geral e Reações Químicas*. v. 1, 5ª. ed., São Paulo: Pioneira Thomson, 2005.
- LEE, John David. Química Inorgânica não tão concisa. 1. ed. São Paulo: Edgard Blucher, 2003.
- LEHNINGER Bioquímica. 4 ed. Sarvier, 2006.
- LOURENÇO, Maria da Graça. *Química, ciências físico-químicas*. Porto: Porto editora, 1996.
- LUTFI, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí: Unijuí, 1992.
- MCMURRY, John. *Química Orgânica*. v. 1 e 2. 6 ed. Cengage Learning, 2005.
- MENDES, Aristênio. *Elementos de Química Inorgânica*, Fortaleza, 2005.
- OGA, Suzi. *Fundamentos de toxicologia*, São Paulo: Atheneu, 1996.
- PERRY, Robert H.; GREEN, Don W. *Perry's Chemical Engineer's Handbook*. 6. ed. Kansas: McGraw-Hill, 1997. (Chemical Engineering Series).
- PIMENTEL, George C. (Org.). *Química*: uma ciência experimental. 4. ed. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian, 1991.
- PORTO, Paulo Alves. *Van Helmont e o conceito de gás*: Química e Medicina no século XVII. 1995. São Paulo: Educ.
- POSTMA, James M.; HOLLENBERG, J. Leland. *Química no laboratório*. São Paulo: Manole, 2009.
- ROCHA, J. C.; ROSA, A. H.; CARDOSO, A. A. *Introdução à química ambiental*. Porto Alegre: Bookman, 2004.
- ROCHA, Julio Cesar; ROSA, Andre Henrique; CARDOSO, Arnaldo Alves. *Introdução à química ambiental*. São Paulo: Bookman, 2009.
- RUSSELL, John Blair. Química geral V1 e V2, Editora McGraw-Hill, Inc., Makron Books, RJ. 2000.
- SIENKO, M. J.; PLANE, R. A. *Química*. 7. ed. São Paulo: Nacional, 1981.
- SKOOG & WEST & HOLLER et al. *Fundamentos de Química Analítica*. 1 ed. Cengage learning, 2005.
- SNYDER, Carl H. *The Extraordinary Chemistry of Ordinary Things*. 2. ed. Nova York, John Wiley & Sons, 1995.
- SOLOMONS, T. W. Graham; FRYHLE, Craig B. *Química Orgânica*, v. 1 e 2. 9 ed. LTC, 2009.
- SPENCER, James N.; BODNER, George M.; RICKARD, Lyman H. *Química – estrutura e dinâmica*. Rio de Janeiro: LTC, 2007.

Pedagogia

- ABRAHÃO, Maria Helena Menna Barreto e outros. *Avaliação e erro construtivo libertador*: uma teoria-prática includente em educação. Porto Alegre: EDIPUCRS, 2000.
- BERNARDO, Gustavo. *Educação pelo argumento*. Rio de Janeiro: Rocco, 2000.
- CAMARGO, Alzira Leite Carvalhais. Mudanças na avaliação da aprendizagem escolar na perspectiva da progressão continuada: questões teórico-práticas. In: *Formação do educador e avaliação educacional*. São Paulo: Unesp, 1999.
- COLL, C. e outros. *Os conteúdos na reforma: ensino e aprendizagem de conceitos, procedimentos e atitudes*. Porto Alegre: Artmed, 1998.
- ENRICONE, Délcia; GRILLO, Marlene. *Avaliação*: uma discussão em aberto. 2. ed. Porto Alegre: EDIPUCRS, 2003.
- FAZENDA, Ivani (org.). *Metodologia da pesquisa educacional*. São Paulo: Cortez, 1994.
- FREIRE, Paulo. *A importância do ato de ler*. 12. ed. São Paulo: Cortez, 1982.
- ____________. *Pedagogia da autonomia*: saberes necessários à prática educativa. 22. ed. São Paulo: Paz e Terra, 2002.
- HERNANDEZ, F.; VENTURA, M. *A organização do currículo por projetos de trabalho*: o conhecimento é um caleidoscópio. 5. ed. Porto Alegre: Artmed, 1998.
- HOFFMANN, Jussara M. L. *Avaliação, mito & desafio*: uma perspectiva construtivista em avaliação. 10. ed. Porto Alegre: Educação e Realidade, 1993.
- ____________. *Avaliação mediadora*: uma prática em construção da pré-escola à universidade. Porto Alegre: Educação e Realidade, 1994.
- LIBÂNEO, José Carlos. *Didática*. São Paulo: Cortez, 1994.
- ____________ . *Adeus professor, adeus professora?: novas exigências educacionais e profissão docente*. 5. ed. São Paulo: Cortez, 2001.
- LIMA, Adriana de Oliveira. *Avaliação escolar*: julgamento ou construção? Petrópolis: Vozes, 1994.
- LUCKESI, Cipriano Carlos. *Avaliação da aprendizagem escolar*: estudos e proposições. 10. ed. São Paulo: Cortez, 2000.
- MARQUES, Mario Osório. *Escrever é preciso*: o princípio da pesquisa. Ijuí: Unijuí, 2003.
- MENEZES, H. C.; FARIA, A. G. *Utilizando o monitoramento ambiental para o ensino de Química. Pedagogia de Projeto, Química Nova*. São Paulo: v. 26, n. 2, 2003. p. 287-290.

14 Ciências naturais e leitura

Angela B. Kleiman

Ph.D. em Linguística pela University of Illinois, EUA, desenvolve pesquisas sobre leitura e ensino.

É professora titular colaboradora do Instituto de Estudos da Linguagem da Unicamp.

A leitura é a atividade sem a qual nenhum plano de ensino e aprendizagem pode concretizar-se. Espera-se do aluno que cursa o Ensino Médio que seja um leitor com maior autonomia, capaz de ler com compreensão um alto volume de leitura, de textos didáticos complexos, evidenciando bons hábitos de estudo e boas estratégias de leitura.

Com esse fato em mente, parece óbvio e desnecessário afirmar o papel central da escola no ensino, promoção e valorização da leitura, em todos os níveis, a fim de formar leitores autônomos, que gostem de ler e que vejam no texto escrito um instrumento para a contínua aprendizagem na vida social.

Mas nem sempre é óbvio que a escola alcança seus objetivos com o trabalho de todos os que aí convivem e, por isso, faz-se necessário reiterar que, quando se trata de formar novos leitores, todo professor, qualquer seja a disciplina que leciona, é também um professor de leitura.

Acontece que o professor de Biologia, de Física, ou de Química, não foi preparado para ensinar a leitura. Entretanto, talvez queira ter algumas sugestões para saber como lidar com quem não consolidou seu hábito de ler no Ensino Fundamental. Foi levando isso em consideração, que este texto foi produzido.

Toda e qualquer atividade relativa à compreensão dos métodos e procedimentos das Ciências Naturais envolve habilidades ou capacidades que se sustentam na leitura e compreensão de textos. Tal é a orientação dos documentos oficiais, que enfatizam a importância da interdisciplinaridade em geral, e, em especial, do aprendizado das Ciências da Natureza dar-se em estreita proximidade com Linguagens e Códigos. Não é possível resolver questões de Química, Biologia, ou Física no ENEM, por exemplo, sem relacionar dados e informações provenientes de múltiplas linguagens: simbólicas, gráficas e verbais, nem é possível, sem a leitura, aplicar conhecimentos dessas disciplinas para *"solucionar problemas de ordem social, econômica ou ambiental"*[1], uma das habilidades que a prova visa avaliar.

Se os alunos não entendem a linguagem científica, não entenderão os conceitos científicos, e sem eles fica inviabilizada a construção de relações — por exemplo, diferenciar o que é fato do que é opinião, o que é causa do que é consequência — com a finalidade de avaliar propostas baseadas na aplicação desses conhecimentos. Mais ainda, se o aluno não tem estratégias de leitura eficientes — tais como saber para que serve e como se lê o sumário; quando fazer uma leitura global e rápida; quando é importante ler detalhadamente — ele não conseguirá acompanhar as leituras exigidas nas aulas.

O letramento científico, ou seja, o domínio de conhecimentos científicos e tecnológicos, é hoje em dia absolutamente necessário para o cidadão desenvolver-se no cotidiano, na sua vida diária. Para desenvolver esse tipo de letramento, o professor da disciplina científica precisa ensinar os alunos a ler o discurso científico e a fazer uso da argumentação científica. E, para fazer isso, é necessário entender que o processo não é natural, que pode e deve ser ensinado.

Como isso pode ser feito? Dirigindo a atenção do aluno para questões que para ele, professor, passam despercebidas, de tão naturais e automáticas que viraram: questões como olhar o sumário do livro didático, perceber como estão organizados o capítulo e a unidade (evidentes nas cores e tamanhos diferentes de letras, por exemplo, nos títulos e subtítulos), perceber a função de fórmulas, esquemas, tabelas, diagramas e gráficos.

Aprender a ler e entender os textos científicos implica aprender a fazer inferências, entender a relação entre argumento científico e uma teoria; avaliar os argumentos apresentados no texto. Significa, ainda, ser capaz de avaliar os textos da mídia, como os textos científicos em jornais e revistas, garantindo assim uma familiaridade do aluno com diversos gêneros de divulgação da ciência, o que também faz parte do letramento científico.

De fato, documentos orientadores da estruturação curricular, como os PCNEM, apontam como um dos objetivos do ensino das Ciências Naturais (especificamente Física, Química e Biologia) e suas tecnologias, o desenvolvimento de competências e habilidades intrínsecas à leitura, o que mostra a ligação inextricável entre letramento (uso e domínio da leitura e da escrita) e uso e aplicação dos conceitos, argumentos e conhecimentos de caráter científico.

Entre essas orientações, temos de "*desenvolver a capacidade de comunicação*" dos alunos, a fim de torná-los ca-

---

1 MEC. Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais Anísio Teixeira. 1 Matriz de Referência para Ciências da Natureza e suas Tecnologias, ENEM 2009. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/index.php?option=com_content&view=article&id=13318&Itemid=310&msg=1>. Acesso em: 5 mar. 2013.

pazes de "*ler e interpretar textos de interesse científico e tecnológico*" e de "*interpretar e utilizar diferentes formas de representação (tabelas, gráficos, expressões, ícones...)*". O documento também preconiza a relevância de "*desenvolver o raciocínio e a capacidade de aprender*", para que o aluno se mostre apto para, entre outras atividades, "*formular questões a partir de situações reais e compreender aquelas já enunciadas*"[2]. Todas as habilidades citadas são também habilidades de leitura.

Por exemplo, formular perguntas a si próprio em relação a um texto, antes de lê-lo (que não são as perguntas feitas no final do texto, para avaliar a compreensão), é uma das estratégias que caracteriza o leitor proficiente, maduro, autônomo. Trata-se também de uma das estratégias mais viáveis de ser ensinada, pois é passível de ser demonstrada pelo professor: ao se fazer perguntas que espera ver respondidas, ele demonstra seu engajamento cognitivo, sua forma de raciocinar, sua curiosidade intelectual e sua expectativa, ou crença, de que a palavra escrita poderá satisfazer sua curiosidade intelectual e informar-lhe sobre aspectos interessantes, valiosos, atuais, relevantes para a vida social.

Conforme já mencionado, o professor pode fazer uma demonstração de estratégias de leitura, como a de formular perguntas antes de ler, para depois ler procurando as respostas, explicitando essa e outras estratégias que são automáticas para todo leitor proficiente (inclusive para ele, o professor); ensinar a importância de perceber a organização geral do livro, capítulo ou texto, mostrando como funciona o sumário, quais as partes de uma unidade e como são sinalizadas, para que servem as notas, também já citadas, etc. Além dessas estratégias, o professor pode explicitar as relações de sentido entre a linguagem verbal e a linguagem não verbal, analisando as imagens, lendo as legendas que acompanham as imagens, relacionando partes do texto verbal com as imagens, entre possibilidades diversas.

É possível elencar várias outras dessas estratégias, muito simples, que podem ser ensinadas ao leitor em formação:

1. Na seleção do texto, levar em consideração os conhecimentos prévios do aluno, e as reais possibilidades de aplicação das informações científicas veiculadas no texto.

2. Determinar o que é mais importante num texto, o que é central para a compreensão. O professor pode ajudar o aluno a encontrar marcas ou guias sobre o que é importante, como a reiteração, o fato de uma determinada informação (ou conceito) aparecer mais de uma vez, por exemplo, no título, no resumo, na imagem, quando se trata de um texto didático, ou na manchete, na chamada e na foto, quando se trata de um texto jornalístico.

3. Ajudar o aluno a antecipar os conteúdos da unidade. Por exemplo, ler em voz alta as dicas do texto, como as perguntas no fim do capítulo (porque serão elas as que estarão respondidas no texto); ler os títulos e subtítulos mostrando que eles dão pistas dos conteúdos que serão desenvolvidos.

4. Explicitar a necessidade de estar sempre alerta durante a leitura, para evitar continuar "lendo" (isto é, passando os olhos) sem entender. Isso implica perceber que um trecho não está claro. Ensinar ao aluno que, uma vez percebido que uma determinada passagem não ficou clara, não foi compreendida, é possível tentar diversas estratégias para esclarecer o significado. Entre essas estratégias, o aluno pode: (a) ignorar o trecho e continuar lendo para ver se fica mais claro na continuação. De fato, essa técnica está ensinando também que é possível inferir significados e usos de palavras na leitura, com ajuda do contexto; (b) reler a parte que não está clara; (c) procurar alguma conexão entre o trecho que está confuso e algo que já é conhecido. Esta estratégia ensina também ao aluno a importância de estar constantemente mobilizando seu conhecimento prévio.

Além de estratégias de leitura como as exemplificadas, o professor também pode ensinar bons hábitos de leitura e de estudo, enfatizando a importância de tais práticas para um jovem ou adolescente de quem se espera muita autonomia no estudo e uma capacidade ampliada de leitura de textos cada vez mais complexos. Para o autodesenvolvimento do aluno, a prática de leitura é essencial. Deve-se sugerir ao aluno que pratique a leitura todos os dias, de qualquer gênero, para qualquer objetivo. O aluno deverá conscientizar-se de que, quanto mais pratica, mais fácil irá ficando a leitura.

Uma sugestão que com certeza será útil para o jovem e adolescente consiste em reiterar o valor de usar o tempo escolar desenvolvendo boas estratégias de leitura, pois à medida que os alunos vão avançando no Ensino Médio, os professores irão, provavelmente, concentrar-se muito mais nos conteúdos do currículo do que no desenvolvimento de capacidades de leitura, apesar de leitura e aprendizagem se constituírem mutuamente numa perspectiva de letramento científico como a que aqui adotamos.

2 MEC. PCN (ENSINO MÉDIO). Parte III, Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias, 2000, p. 12. Disponível em: <http://portal.mec.gov.br/seb/arquivos/pdf/ciencian.pdf>. Acesso em: 5 mar. 2013.

Uma questão importante a ser levada em conta quando o professor das Ciências Naturais está tentando ajudar os alunos a se familiarizarem com os textos que embasam o letramento científico, é que, nessa perspectiva de letramento, a leitura faz parte da aprendizagem dos conteúdos; ela não constitui uma atividade separada desse aprendizado, aliás, podemos ir mais longe e afirmar que é parte constituinte desse aprendizado.

Isso porque a aprendizagem de conteúdos científicos não envolve apenas aprender os conceitos das disciplinas das ciências naturais. Também abrange aprender a usar a linguagem das disciplinas científicas de forma fluente e eficiente. De uma perspectiva sociocultural, própria do letramento científico, aprender uma ciência como a Física, a Biologia, a Química, consiste, é claro, em aprender os fatos e conceitos científicos, por um lado, e em aprender a argumentar, ler e escrever na linguagem científica, por outro. Em outras palavras, envolve entender e usar o discurso como os cientistas fazem, já que a capacidade de apreender (novos) conceitos e conteúdos científicos depende de nossa compreensão das convenções discursivas da área e do conhecimento e da compreensão dos conceitos relevantes.

O ensino dos conceitos e das convenções do discurso científico são parte constitutiva do letramento científico. Para além desse conhecimento, é também objetivo do ensino das Ciências Naturais a formação de indivíduos que sejam capazes de (1) *compreender e utilizar a ciência, como elemento de interpretação e intervenção, e a tecnologia como conhecimento sistemático de sentido prático*; (2) *utilizar elementos e conhecimentos científicos e tecnológicos para diagnosticar e equacionar questões sociais e ambientais* e (3) *entender o impacto das tecnologias associadas às Ciências Naturais, na sua vida pessoal, nos processos de produção, no desenvolvimento do conhecimento e na vida social*[3].

Ou seja, além do letramento científico, espera-se que o aluno desenvolva práticas de letramento científico e cívico, a fim de poder tomar, em sua vida diária, decisões informadas pela ciência. A capacidade de continuar aprendendo ao longo da vida pode vir a suprir qualquer deficiência no sistema de ensino. Todavia, todo conjunto de conhecimentos científico está em contínuo estado de transformação pelas novas descobertas e reformulações, que são parte constitutiva do fazer e do saber científicos. Daí que, para formar um aluno letrado, do ponto de vista científico, seja necessário investir na formação de um leitor que pode continuar seu processo de formação e atualização ao longo da vida. Não é uma tarefa simples, como os dados sobre o letramento científico na maior parte do mundo nos mostram[4], mas é uma tarefa que vale a pena realizar.

---

3 Brasil. MEC. *PCN (Ensino Médio)*. Parte III, Ciências da Natureza, Matemática e suas Tecnologias, 2000, p. 13.

4 Relatório Science and Technology: Public Attitudes and Understanding 2006, *National Science Foundation*, 2006. Disponível em: <www.nsf.gov/statistics/seind06/pdf/c07.pdf>. Acesso em: 9 mar. 2013.

15 Tabelas de grandezas físicas

Grandeza física é toda característica da matéria (ou relacionada a ela) que pode ser medida (é mensurável) ou, ainda, que pode ser diferenciada qualitativamente e determinada quantitativamente.

São classificadas em fundamentais e derivadas.

Grandezas físicas fundamentais

São grandezas independentes, que não se relacionam diretamente a nenhuma outra, por exemplo, o comprimento, a massa, o tempo, a temperatura e a corrente elétrica.

O valor de uma grandeza física fundamental é expresso nas chamadas **unidades de base**.

Por exemplo, a grandeza comprimento pode ser expressa em metros, centímetros ou quilômetros; a grandeza tempo pode ser medida em horas, minutos e segundos.

Para utilizar as unidades de base de maneira coerente foram criados os **sistemas de unidades**.

Comprimento, massa e tempo

A tabela a seguir mostra as grandezas fundamentais — comprimento, massa e tempo — em sistemas de unidades usados até hoje.

Sistema	CGS	MKS	MTS
Comprimento símbolo	centímetro cm	metro m	metro m
Massa símbolo	grama g	quilograma kg	tonelada t
Tempo símbolo	segundo s	segundo s	segundo s

Sistema Internacional de Unidades

Na tentativa de padronizar os sistemas de unidades para uso internacional, os órgãos científicos, inclusive a Iupac (União Internacional de Química Pura e Aplicada), que regulamenta as padronizações utilizadas na Química, oficializaram o uso do Sistema Internacional de Unidades (SI). Nesse sistema, temos:

Grandeza física	Unidade de base	Símbolo
Comprimento	metro	m
Massa	quilograma	kg
Tempo	segundo	s
Temperatura	kelvin	K
Corrente elétrica	ampère	A

Às vezes, em função das dimensões da grandeza envolvida num problema, torna-se mais interessante trabalhar com as unidades de base aceitas temporariamente pelo SI, sendo necessário fazer uma conversão.

Os casos mais importantes na Química envolvem **massa** e **temperatura**.

A tabela a seguir traz as conversões de massa entre unidades do SI e outras.

Unidades de massa	t	kg	g	mg
Tonelada: t	1	10^3	10^6	10^9
Quilograma: kg	10^{-3}	1	10^3	10^6
Grama: g	10^{-6}	10^{-3}	1	10^3
Miligrama: mg	10^{-9}	10^{-6}	10^{-3}	1

Para encontrar na tabela o fator de conversão entre unidades diferentes de uma mesma grandeza, observe os seguintes exemplos:

- Um quilograma equivale a quantos gramas?
  Procure a linha correspondente ao quilograma e a coluna correspondente ao grama.
  O encontro da linha com a coluna, $1000 = 10^3$, indica que 1 quilograma equivale a 1 000 gramas (ou 10^3 g).
- Um miligrama equivale a quantas toneladas?
  Procure a linha correspondente ao miligrama e a coluna correspondente à tonelada.
  O encontro da linha com a coluna, 10^{-9}, indica que 1 miligrama equivale a 10^{-9} tonelada.

A tabela a seguir traz as conversões de temperatura entre unidades do SI e outras.

Escalas de temperatura	Conversão
Temperatura termodinâmica kelvin: K	$T/K = t/°C + 273,15$
Grau Celsius: °C	$t/°C = T/K - 273,15$
Grau Fahrenheit: °F Grau Réaumur: °R	$\frac{°C}{5} = \frac{°R}{4} = \frac{°F - 32}{9}$

No Brasil usamos como unidade de temperatura o grau Celsius, simbolizado por °C. Observe que a escala de temperatura em Celsius é uma escala relativa; o zero °C foi escolhido arbitrariamente e é igual ao ponto de fusão da água, enquanto a escala em kelvin é absoluta, ou seja, o zero K ou o zero absoluto — temperatura que jamais foi atingida — indica o ponto em que as partículas da matéria teriam energia cinética igual a zero. Porém, a variação de temperatura de 1 °C é igual à variação de 1 K.

Note que, como o kelvin é uma temperatura absoluta, é incorreto falar em "grau kelvin".

Na Química, trabalhamos preferencialmente com a temperatura em kelvin (temperatura absoluta). O físico britânico William Thomson Kelvin (1824-1904) elaborou a escala de temperatura absoluta com base no fato de que um gás, quando resfriado de 0 °C para –1 °C, perde 1/273,15 de sua pressão.

Kelvin raciocinou então que, a –273,15 °C, o gás não deveria ter pressão nenhuma e denominou –273,15 °C de zero absoluto.

No zero absoluto, as partículas da matéria não teriam nenhuma energia cinética.

Os cientistas já conseguiram chegar muito próximo dessa temperatura, mas a marca exata de –273,15 °C jamais foi alcançada.

Grandezas físicas derivadas

As grandezas físicas derivadas são aquelas que dependem das fundamentais, ou seja, são as próprias grandezas físicas fundamentais relacionadas entre si.

A tabela a seguir mostra as grandezas derivadas mais importantes.

Observação:

O símbolo Δ indica variação; por exemplo, no caso de espaço, ΔS indica |Δfinal – Δinicial|.

Grandeza derivada	Definição SI	Relação	Unidade derivada	Expressão
Velocidade: v	Velocidade de um móvel que em movimento uniforme percorre a distância de 1 metro em 1 segundo.	Depende das grandezas comprimento e tempo.	m/s	$v = \frac{\Delta S}{\Delta t}$
Aceleração: a	Aceleração de um móvel em movimento retilíneo uniformemente variado, cuja velocidade varia 1 metro por segundo em 1 segundo.	Depende das grandezas comprimento e tempo elevado à segunda potência.	m/s^2	$a = \frac{\Delta v}{\Delta t}$
Força: f	Força que comunica à massa de 1 quilograma a aceleração de 1 metro por segundo, a cada segundo.	Depende das grandezas massa, comprimento e tempo elevado à segunda potência.	$kg \cdot m/s^2$ ou N (newton)	$f = m \cdot a$
Energia: E	Trabalho realizado por uma força constante de 1 newton, que desloca seu ponto de aplicação de 1 metro na sua direção.	Depende das grandezas massa, comprimento elevado à segunda potência e tempo elevado à segunda potência.	$kg \cdot m^2/s^2$ ou $N \cdot m$ ou J	$E = f \cdot \Delta S$
Área: A	Área de um quadrado cujo lado tem 1 metro de comprimento.	Depende da grandeza comprimento elevado à segunda potência.	m^2	□ $= a \cdot b$ ○ $= \pi \cdot r^2$
Pressão: P	Pressão exercida por uma força de 1 newton, uniformemente distribuída sobre uma superfície plana de 1 metro quadrado de área, perpendicular à direção da força.	Depende das grandezas massa, comprimento e tempo elevado à segunda potência (força), divididas pelo comprimento elevado à segunda potência.	$kg/s^2 \cdot m$ ou N/m^2 ou Pa (pascal)	$P = \frac{f}{A}$
Volume: V	Volume de 1 cubo cuja aresta tem 1 metro de comprimento.	Depende da grandeza comprimento elevado à terceira potência.	m^3	⧈ $= a \cdot b \cdot c$ ○ $= \frac{4}{3} \pi \cdot r^3$
Densidade: d	Massa específica de um corpo homogêneo em que um volume igual a 1 metro cúbico contém uma massa igual a 1 quilograma.	Depende das grandezas massa e comprimento elevado à terceira potência.	kg/m^3	$d = \frac{m}{V}$

HINO NACIONAL

Letra: Joaquim Osório Duque Estrada
Música: Francisco Manuel da Silva

Ouviram do Ipiranga as margens plácidas
De um povo heroico o brado retumbante,
E o sol da liberdade, em raios fúlgidos,
Brilhou no céu da Pátria nesse instante.

Se o penhor dessa igualdade
Conseguimos conquistar com braço forte,
Em teu seio, ó liberdade,
Desafia o nosso peito a própria morte!

Ó Pátria amada,
Idolatrada,
Salve! Salve!

Brasil, um sonho intenso, um raio vívido
De amor e de esperança à terra desce,
Se em teu formoso céu, risonho e límpido,
A imagem do Cruzeiro resplandece.

Gigante pela própria natureza,
És belo, és forte, impávido colosso,
E o teu futuro espelha essa grandeza.

Terra adorada,
Entre outras mil,
És tu, Brasil,
Ó Pátria amada!

Dos filhos deste solo és mãe gentil,
Pátria amada,
Brasil!

Deitado eternamente em berço esplêndido,
Ao som do mar e à luz do céu profundo,
Fulguras, ó Brasil, florão da América,
Iluminado ao sol do Novo Mundo!

Do que a terra mais garrida
Teus risonhos, lindos campos têm mais flores;
“Nossos bosques têm mais vida”,
“Nossa vida” no teu seio “mais amores”.

Ó Pátria amada,
Idolatrada,
Salve! Salve!

Brasil, de amor eterno seja símbolo
O lábaro que ostentas estrelado,
E diga o verde-louro desta flâmula
– Paz no futuro e glória no passado.

Mas, se ergues da justiça a clava forte,
Verás que um filho teu não foge à luta,
Nem teme, quem te adora, a própria morte.

Terra adorada,
Entre outras mil,
És tu, Brasil,
Ó Pátria amada!

Dos filhos deste solo és mãe gentil,
Pátria amada,
Brasil!

ISBN 978-8508162888
9 788508 162888

Este livro didático é um **bem reutilizável** da escola, e deve ser **devolvido em bom estado** ao final do ano para uso de outra pessoa no **próximo** período letivo.